COLECCION
Del bachillerato a la universidad

QUIMICA Y FISICA resumidas

Severiano Herrera Alirio Mojica



Bogotá - Colombia

Manual de repaso para validar el bachillerato
y presentar exámenes de admisión a la universidad.

División editorial
Area educativa

Revisión Juan Francisco Rodríguez Fagua
Ilustraciones Gillian de Pinzón

Diseño de la caja y adaptación de las cubiertas
Consuelo Ardila de Beltrán

Primera edición
Primera reimpresión 1976 . . . . 20.000 ejemplares
Segunda edición
Primera impresión 1978 . . . . 20.000 ejemplares
Segunda impresión 1979 . . . . 60.000 ejemplares
Tercera impresión 1980 . . . . 30.000 ejemplares
Cuarta impresión 1981 . . . . 10.000 ejemplares
Quinta impresión 1982 . . . . 10.000 ejemplares
Sexta impresión 1983 . . . . 10.000 ejemplares
Séptima impresión 1984 . . . . 5.000 ejemplares
Octava impresión 1985 . . . . 9.500 ejemplares
Novena impresión 1985 . . . . 15.000 ejemplares

C.I. 1187

PROLOGO

Conscientes, como editores, del vacío que existía en nuestro medio con relación a un material bibliográfico que sirviera a quienes terminan su bachillerato y aspiran a lograr su ingreso en la universidad, o a quienes, mediante un proceso de autoformación, pretenden validar sus estudios de nivel medio, preparamos hace cuatro años la colección *Del Bachillerato a la Universidad* que resultó todo un éxito puesto que mereció una enorme aceptación, no sólo por parte de los usuarios hacia los cuales creíamos iría orientada con exclusividad, sino por parte de un gran sector de público en general.

Realizar esta tarea no fue, en ningún caso fácil. Fue el resultado de un esfuerzo ímprobo de varios años durante los cuales un grupo de educadores, de los niveles medio y superior de nuestra educación se dedicaron, con interés y tesón a sacar adelante este cometido.

En esta nueva edición se han fundido la historia y la geografía de Colombia en un solo libro, con el fin de facilitarle al lector su repaso sobre el país. Además se incluye el fascículo educación superior en Colombia, que indica la lista de las universidades colombianas, con sus respectivas facultades, ciudad por ciudad con el ánimo de que el lector encuentre en él una guía informativa sobre las distintas carreras que se ofrecen en el país. Como ya es tradicional se incluyen también los libros originales, y el fascículo con tests de razonamiento abstracto y aptitud verbal. Cada libro, por su parte, conserva los tests de evaluación que les son propios, con sus respectivas respuestas.

Por esta razón estamos seguros que la presente colección será el instrumento más eficaz con que podrán contar en nuestro medio

estudiantes y público en general para prepararse, de la mejor manera, en el momento de su ingreso a la universidad, en el momento de realizar sus exámenes del ICFES, y cada vez que se quiera hacer un refrescamiento de toda la información adquirida durante los años del Bachillerato.

Dejamos, una vez más, en sus manos, señores lectores, esta nueva colección que esperamos alcance los objetivos que nosotros como Editores nos hemos propuesto.

Gracias, de antemano, por la acogida que darán ustedes a ella al igual que lo sucedido con nuestra primera versión.

Los Editores

QUÍMICA

1. MATERIA Y ENERGIA

Todo individuo que se interese por el estudio de la química, debe tener plena claridad acerca de los conceptos *materia* y *energía*, así como de sus interrelaciones, ya que todo lo que existe, o es materia, o es energía y la química estudia precisamente las trasformaciones de unos materiales en otros, trasformaciones que implican absorción o desprendimiento de energía.

1.1 Materia

En forma sencilla se puede afirmar que todo aquello que existe en el universo, capaz de impresionar nuestros sentidos y que posee masa, es materia. La masa, es pues, la expresión de la cantidad de materia que posee un cuerpo. La masa de un cuerpo se mide en forma relativa, comparando masas conocidas con masas desconocidas. No se debe confundir la masa con el peso de un cuerpo. El peso es la expresión de la cantidad de materia, pero teniendo en cuenta, al efectuar la medición, la fuerza de atracción que ejerce la Tierra, es decir, la gravedad. Ahora bien, como la fuerza de gravedad varía en los distintos puntos de la Tierra, el peso también será variable en tanto que varíe su localización sobre la superficie terrestre. De allí que sea más exacto hablar de la masa de un cuerpo que de su peso.

La materia, además de la característica fundamental mencionada, posee características que estudia y aprovecha diariamente el hombre para su beneficio. Estas características se agrupan en *físicas* y *químicas*.

Entre las características físicas hay que destacar el volumen y la densidad.

El volumen se considera como el espacio ocupado por un cuerpo. Todos los cuerpos ocupan espacio. La densidad es la resultante de relacionar la masa con el volumen de un cuerpo. En otras palabras, la densidad es la masa o cantidad de materia que existe en la unidad de volumen. Matemáticamente esta relación se expresa así: $D = \frac{M}{V}$, donde D = densidad en g/cm^3, M masa en gramos y V volumen en cm^3.

En general, son características físicas de la materia todas aquellas que no cambien la naturaleza del material que constituye el cuerpo en estudio.

Existen otras características que originan la trasformación de unas sustancias en otras, cambiándose por consiguiente la naturaleza de los diferentes materiales, denominadas químicas y que son precisamente las que estudia la química.

Cabe pues distinguir dos tipos de cambios en la materia:

1. Cambios que no modifican la naturaleza de la materia denominados cambios físicos, tales como los cambios de estado, las mezclas, los cambios de forma y el movimiento.
2. Cambios que modifican la naturaleza de los materiales, denominados químicos, tales como: cambios de color, olor y sabor, debido a las trasformaciones de unas sustancias en otras por efecto de ciertos factores, tales como la luz, el calor, la presión o la presencia de otras sustancias.

Clasificación de la materia. La materia se puede presentar en forma homogénea y se tienen entonces sustancias puras, compuestas o simples: compuestos o elementos; ejemplo: agua, alcohol, hierro, plata; o en forma heterogénea y se tienen las mezclas de sustancias; ejemplo: las disoluciones.

1.2 Energía

La mayoría de los cambios que ocurren en la naturaleza llevan implícitas una cualidad o "espíritu" que anima dicho cambio. Esta cualidad es la energía. La energía es la capacidad de efectuar trabajo y matemáticamente es idéntica al trabajo. En la naturaleza, la energía se manifiesta de diferentes maneras: calórica, radiante, mecánica, química y eléctrica. En términos muy generales todo cuerpo tiene una energía total Et que es igual a la suma de todos los tipos de energía que puede manifestar. Así por ejemplo, un cuerpo en reposo posee una energía Et, si este cuerpo se mueve cuesta abajo, parte de esa energía se convierte en movimiento, parte se emplea para producir calor o ruido.

En el estudio de la química, la energía calórica desempeña un papel importantísimo para iniciar, continuar o detener procesos de trasformación de materiales.

Las trasformaciones de energía más significativas en la naturaleza son aquellas que tienen relación con la conservación de la vida. Según esto la energía radiante que proviene del Sol es la más importante, ya que es la que emplean los vegetales para elaborar alimentos; la energía almacenada en estos alimentos se utiliza luego en los organismos animales para originar movimientos de todo tipo.

Los físicos miden la energía empleando algunas unidades definidas a su vez por las de fuerza y distancia. Estas unidades se estudian en el curso de física.

2. LA NATURALEZA DE LA MATERIA

Como consecuencia de todos los estudios que se han realizado para comprender mejor la naturaleza de la materia, hoy el hombre cuenta con gran cantidad de conocimientos que le permiten desarrollar la ciencia en forma increíble.

2.1 Atomismo

Desde los antiguos griegos se creía que la materia era discontinua, es decir, formada por partículas: así nació el atomismo con Demócrito (400 años antes de Cristo) que sostiene los siguientes puntos de vista:

- Todas las cosas se componen de átomos sólidos.
- Entre los átomos existe sólo vacío.
- Los átomos son indivisibles.
- Los átomos son eternos.
- Los átomos de diferentes cuerpos difieren entre sí por su forma, tamaño y distribución geométrica.
- Las propiedades de la materia varían según el agrupamiento de los átomos.

Muchos años después, el inglés John Dalton, estudió y revisó el atomismo y presentó en 1808 su teoría atómica que puede resumirse así:

1. Los átomos son partículas individuales de materia que no pueden subdividirse por ningún proceso conocido.
2. Los átomos que componen una sustancia elemental son parecidos entre sí en masa, tamaño y cualquiera otra característica.
3. Los átomos de un elemento simple difieren en masa, tamaño y otras características de los átomos de cualquier otro elemento simple.
4. Los átomos son las unidades fundamentales que entran en juego en los cambios químicos para formar los átomos compuestos (moléculas).
5. La combinación química se efectúa cuando diferentes tipos de átomos se unen en proporciones numéricas simples para formar compuestos.
6. Las masas relativas de los átomos que forman un compuesto están representadas por las masas relativas de los elementos que reaccionan.

Estos postulados superan el antiguo atomismo y sirven para explicar algunos hechos observados en los cambios químicos, pero dejan sin explicar muchos otros, por lo cual, los científicos siguen trabajando y han modificiado la teoría de Dalton, dando paso a la moderna teoría atómica, la cual se fundamenta esencialmente en la divisibilidad del átomo.

2.2. Estructura de la materia – Teoría atómica

Toda la materia está constituida por átomos.

El átomo será pues la mínima porción de materia elemental o elemento que conserva las características del mismo.

El átomo es un sistema compuesto por un núcleo cargado y un número determinado de electrones, dado por el número de cargas elementales existentes en el núcleo que se mueven alrededor de éste.

La existencia de los electrones la descubrió inicialmente el inglés William Crookes en 1886, mientras trabajaba con tubos de vacío y los denominó rayos catódicos, porque provienen del electrodo negativo o cátodo.

En 1895 el francés Jean Perrín comprobó la naturaleza de la carga de estos rayos acercando al tubo de rayos catódicos, los polos de un potente electroimán, comprobando que se desvían hacia el polo positivo, esta característica permite concluir que los rayos catódicos poseen carga negativa.

En 1897 Joseph J. Thomson, experimentando con rayos catódicos halló la relación existente entre la carga y la masa de cada una de las partículas constituyentes de los rayos catódicos, a las cuales se les había denominado con el nombre de electrón (Elektron = Ambar).

La relación carga a masa (e/m) hallada por Thomson es

$$\frac{e}{m} = -1,76 \times 10^{8} \frac{\text{cul}}{\text{g}}$$

Como es necesario conocer, o la carga, o la masa para poder conocer la otra magnitud y con base en los experimentos de otros científicos, Robert Andrews Millikan calculó en 1909 una carga $e = -1{,}76 \times 10^{-19}$ cul.

De aquí se calcula la masa del electrón, que es de $9{,}1 \times 10^{-28}$ g.

2.3 Rayos positivos o canales

Al experimentar con tubos de rayos catódicos, E. Goldstein observó que detrás del cátodo había luminosidad, lo que indicaba que también había partículas positivas, debido a que los electrones al chocar con los átomos del gas, los excitan y los hacen ceder sus propios electrones quedando cargados positivamente. Los rayos positivos indican que el átomo tiene cargas positivas denominadas protones.

Al determinar la relación e/m de estas partículas, se obtienen valores diferentes de acuerdo con el gas que haya en el tubo; en cambio para el electrón siempre se obtiene el mismo resultado. Esto se debe a que los átomos de diferentes elementos poseen diferente masa.

Utilizando procedimientos semejantes a los empleados para el electrón y trabajando con el espectrógrafo de masas, se ha llegado a calcular la masa del protón $m = 1{,}67 \times 10^{-24}$ g.

Radiactividad. La radiactividad es la propiedad que tienen algunos elementos y consiste en la emisión continua de radiaciones α, β, γ. En virtud de esta desintegración los elementos se convierten en otros elementos por pérdida de partículas nucleares. El tiempo necesario para que se descomponga la mitad de una cantidad conocida de un elemento radiactivo, se denomina *vida media* del elemento. Los elementos radiactivos más comunes son el radio, el uranio, el thorio y el polonio. Además, existen formas de algunos elementos, que presentan radiactividad debido a la diferente estructura de los átomos; esta forma recibe el nombre de isótopos.

2.4 Núcleo del átomo

A pesar de saber que el átomo contiene partículas negativas o electrones y partículas positivas o protones es necesario conocer como se distribuyen estas partículas en el interior del átomo. En el átomo las cargas positivas se concentran en cierta región del átomo; el núcleo, cuya carga es un múltiplo de la carga del electrón y los electrones se mueven alrededor del núcleo o sea que alrededor del núcleo hay un espacio considerable. Este modelo permite explicar muchas propiedades químicas de la materia como se verá.

Otros estudios permiten concluir que en el núcleo existen otras partículas neutras, llamadas neutrones.

En resumen, el átomo consta de un núcleo compuesto de neutrones y protones, en el cual se concentra la masa del átomo y una periferia donde están los electrones. La mayor parte del átomo es espacio vacío.

2.5 Partículas del átomo

Electrón: e, unidad de carga eléctrica negativa
Carga $= -1,76 \times 10^{-19}$ cul
Masa $= 9,1 \times 10^{28}$ g

Protón: H^{+}, átomo de hidrógeno con una carga positiva, es la unidad de carga eléctrica positiva.
Carga $= 1,76 \times 10^{-19}$ cul
Masa $= 1,67 \times 10^{-24}$ g

Neutrón: N° Carga eléctrica cero.

Además de estas partículas esenciales, se encuentran otras partículas subatómicas, de menor importancia en el estudio de la química. Estas partículas se detectan al descomponer núcleos artificiales. Se mencionan: el mesón, el positrón y el neutrino.

2.6 Dimensiones del átomo

Los experimentos de Rutherford permitieron calcular aproximadamente el radio del átomo, considerado como una esfera, en 10^{-8} cm y el radio del núcleo en 10^{-12} cm.

Hoy, las mediciones del átomo se logran empleando métodos espectróscópicos, que tienen como fundamento la interacción entre la luz y la materia.

2.7 Número atómico y peso atómico

Del núcleo del átomo dependen algunas propiedades físicas, tales como el peso y la densidad. Todas las propiedades químicas y algunas propiedades físicas dependen de la distribución de los electrones alrededor del núcleo.

Los átomos de un mismo elemento poseen el mismo número de electrones. Para un sólo átomo, el número de electrones es igual al número de protones que existen en el núcleo; de aquí surge la *neutralidad eléctrica* de los átomos.

El número de protones que posee un átomo se denomina *número atómico.* Esta propiedad tiene gran importancia para la clasificación de los elementos, como se verá.

El átomo de hidrógeno posee un protón en el núcleo y un electrón, por consiguiente su número atómico es 1 y su masa es 1(1,008). Existe sin embargo, otro tipo de átomo de hidrógeno que es más pesado y posee en el núcleo un protón y un neutrón, y por tanto tiene masa 2. La suma de neutrones y protones para cualquier átomo, se denomina *masa atómica o número de masa.* Así el átomo de hidrógeno con un protón, tiene masa atómica 1; y el átomo de hidrógeno que tiene un protón y un neutrón, tendrá masa atómica 2. El peso real de un protón o de un neutrón se mide en unidades de masa atómica (u m a), pero generalmente, estas cantidades se toman en gramos y se habla entonces del *átomo – gramo.* El átomo -gramo para el hidrógeno sería entonces = 1 gramo (exactamente 1,008 g/at-g).

El peso del átomo-gramo es relativo. Para conocer el peso real en gramos de un átomo de un elemento se parte de la base de que el átomo-gramo de cualquier elemento tiene un número atómico igual a $6{,}02 \times 10^{23}$, llamado *número de Avogadro.* Fue Amadeo Avogadro, quien calculó este número en el año 1811.

Así el átomo-gramo de hidrógeno pesa 1,008 g/at-g. Un átomo de hidrógeno pesaría

$$\frac{1{,}008 \text{ g/at-g}}{6{,}02 \times 10^{23} \text{ at/at-g}} = 1{,}67 \times 10^{-24} \text{ g}$$

2.8 Distribución electrónica

Los científicos han llegado a determinar la distribución de los electrones alrededor del núcleo, gracias al conocimiento de los espectros de luz emitida y absorbida por las sustancias; de allí que la interacción entre la luz y la materia tenga gran importancia.

2.9 Descomposición de la luz

Cuando la luz blanca (la que proviene del Sol o de una bombilla común y corriente de vidrio sin pintar) pasa a través de un prisma, se descompone en una serie de colores que van desde el rojo hasta el violeta y que se denomina *espectro visible*, debido a que es lo único que el ojo humano puede ver sin la ayuda de instrumentos. Pero existen otras regiones de frecuencia alta y baja en el espectro lumínico que hoy son de gran importancia y que se pueden apreciar mejor en la siguiente gráfica.

Ondas de radio	Ondas μ micro ondas	Infrarrojo	Visible	Ultravioleta	Rayos X	Rayos gama

1 cm   0,1 cm 10^{-4} cm 10^{-5} cm   Long. de onda(λ)

La luz de una radiación electromagnética o sea que se difunde en ondas se desplaza siempre en línea recta.

Cuando un elemento se lleva al estado de vapor, emite un espectro formado por series de rayas. Cada elemento tiene un espectro característico. El espectro de los elementos es discontinuo en oposición al espectro de la luz blanca que es continua.

El hecho que todos los elementos presenten un espectro diferente guarda relación con el diferente número de electrones.

Así pues, se supone que cuando los átomos de un elemento se someten a un aumento de energía, sus electrones se excitan y adquieren altos niveles de energía. Luego al regresar a su estado inicial, emiten la energía que habían absorbido, en forma de luz de determinada energía, constituyendo una raya del espectro.

Cuando un electrón en estado normal tiene energía E_1 y pasa a un estado de energía E_2, al regresar a su estado inicial emite una cantidad de energía equivalente a $E_2 - E_1$.

Se puede calcular, igualmente, que los electrones poseen cierta energía cuantizada; en otras palabras, permanecen alrededor del núcleo en cierto estado de energía. Siempre adquieren o emiten energía en cantidades definidas llamadas cuantos de luz.

Una raya del espectro de un elemento constituye un nivel de energía. Al estudiar en forma detenida estas rayas se encontró que cada una está formada por rayas más finas que indican subniveles de energía dentro del nivel.

Las rayas gruesas indican los estados cuánticos principales que tienen un valor numérico llamado *Número cuántico principal* $N = 1, 2, 3, 4 \ldots n$. Las rayas finas representan subniveles de energía dentro del nivel. Estas rayas son de cuatro clases: agudas (sharp: *s*), principales (*p*), difusas (*d*), fundamentales (*f*). El número de subniveles dentro del nivel cuántico prin-

cipal es igual a su número cuántico principal, N y el orden en que aparecen los subniveles en un nivel principal dado es: s, p, d y f.

Si se somete un haz de átomos a la influencia de un fuerte campo magnético, se aprecia la existencia de uno o más subestados dentro de cada subnivel electrónico. Estos subestados se llaman *orbitales*. La existencia de orbitales dentro de los subniveles se expresa en términos del *número cuántico magnético m*, que está relacionado con el número cuántico l por: $m = 0 \ldots \pm 1$ l designa el momento angular del electrón en su movimiento alrededor del núcleo. Indica la elipticidad (desviación de la forma circular) de la órbita de un electrón. Describe la forma de la órbita del electrón. Solamente puede tener un número limitado de valores para un átomo neutro; estos valores van desde 0 hasta n. 1. se conoce como *número cuántico subsidiario*.

2.10 Espín del electrón

Al estudiar las propiedades magnéticas de los átomos, se encuentra que el electrón tiene rotación sobre su eje, y que los electrones con espín opuesto se aparean. El valor del espín es el cuarto número cuántico de los electrones.

2.11 Principio de exclusión de Pauli

Wolfgang Pauli, cuando estudiaba el carácter magnético de los electrones propuso el principio que lleva su nombre: "No puede haber dos electrones en el mismo átomo con el mismo conjunto de los cuatro números cuánticos".

Dos electrones se aparean, cuando sus números cuánticos n, m, l, son iguales y sus espines son

$$+\frac{1}{2} \text{ y } -\frac{1}{2}$$

Los orbitales pueden tener dos electrones (lleno), un electrón (semilleno) o estar vacíos.

En la tabla 1 aparece un resumen de la distribución electrónica por niveles y subniveles.

Un átomo que tenga un número atómico 2, nos indicaría que posee dos electrones. Estos electrones estarían en el nivel de energía indicado por el número cuántico $N = 1$, subnivel s; como este subnivel sólo posee un orbital, los dos electrones estarán apareados o sea que el orbital está lleno. Este es el caso del átomo del gas helio cuyo símbolo es He. y cuya masa atómica o número de masa es 4 (posee en el núcleo dos protones y dos neutrones).

Un átomo que tenga número atómico 5, como es el caso del elemento boro (B) tendrá una distribución electrónica $1s^2\ 2s^2\ 2p^1$, es decir que el primer nivel $N = 1$ con un subnivel, posee dos electrones en el único orbital existente en este subnivel; los tres electrones restantes estarán en el

Tabla 1

Número cuántico principal	Número de subniveles	Identificación de subniveles	Número de orbitales	Número máximo de electrones
1	1	s	1	2
2	2	s	1	2
		p	3	6
3	3	s	1	2
		p	3	6
		d	5	10
4	4	s	1	2
		p	3	6
		d	5	10
		f	7	14

nivel $N = 2$, que posee orbitales $2s$, $2p$; el orbital $2s$ está lleno de electrones, el electrón restante debe ubicarse en uno de los tres orbitales p, ya que existen tres en este subnivel.

Los niveles de energía no son todos de igual energía; los que están más cerca del núcleo son de menor energía y ésta aumenta a medida que aumenta su número cuántico principal. Dentro del mismo nivel, los subniveles también aumentan su energía de s hasta f. Los orbitales poseen la misma energía dentro del subnivel. La figura 1 explica esta diferencia de energía.

Cuando se va a efectuar la distribución electrónica de un átomo, debe tenerse en cuenta:

1. Primero se llenan los niveles de menor energía.
2. Dentro de un mismo nivel, primero se llenan los de menor energía.
3. En un orbital sólo pueden entrar dos electrones.
4. Cuando hay varios electrones para distribuir entre varios orbitales de igual energía, primero se semillenan todos los orbitales y luego empiezan a parearse.

Es necesario explicar un poco más el concepto de orbital, que se definió como un subestado energético dentro de un subnivel y que indica de acuerdo con la mecánica cuántica (nueva teoría del comportamiento de la materia) la manera como el electrón se mueve alrededor del núcleo, pero apenas en forma probabilística, es decir, indica la probabilidad de hallar el electrón en el espacio que rodea el núcleo. La descripción de esta probabilidad es la que se denomina un *orbital*.

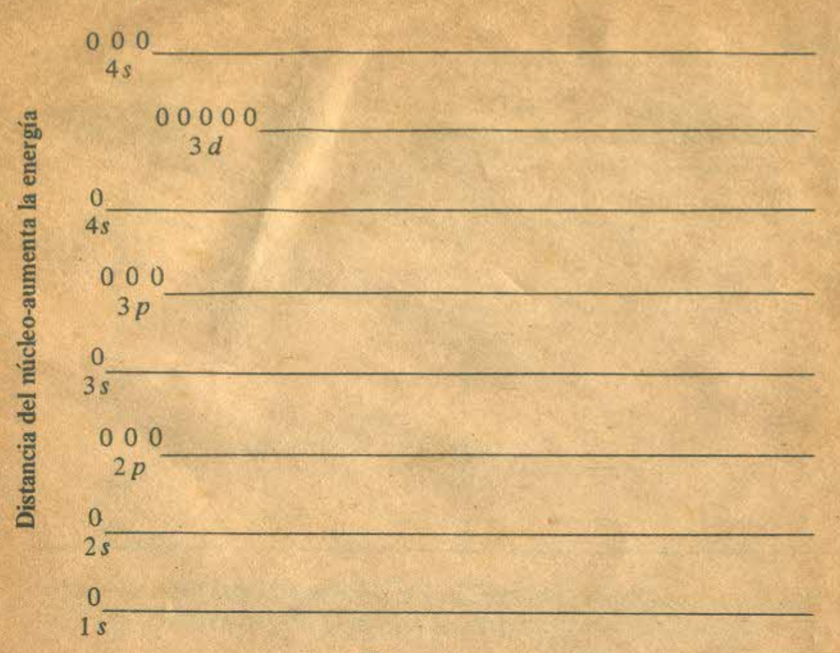


Figura 1

Los orbitales *s* tienen forma esférica. Esto quiere decir que en cualquier punto de esa esfera es posible encontrar el electrón. El electrón en un orbital *s* estará más tiempo, más lejos del núcleo a medida que aumenta el número cuántico principal.

Los orbitales *p* tienen forma elíptica (figura 2), es decir, que existe la misma probabilidad de encontrar el electrón en las regiones opuestas a uno y otro lado del núcleo. Los 3 orbitales *p* se encuentran según los tres ejes *X*, *Y* y *Z*.

Los orbitales *d* y *f* tienen disposiciones probabilísticas más complicadas (figura 2).

3. PERIDIOCIDAD DE LOS ELEMENTOS

En la actualidad se conocen más de 100 elementos simples, cada uno de los cuales tiene características propias debido a la diferencia de sus átomos, pero no todas las características son específicas; algunas son comunes para grupos determinados de elementos. Estas propiedades comunes de los grupos de elementos o de sus compuestos se aprovechan para establecer clasi-

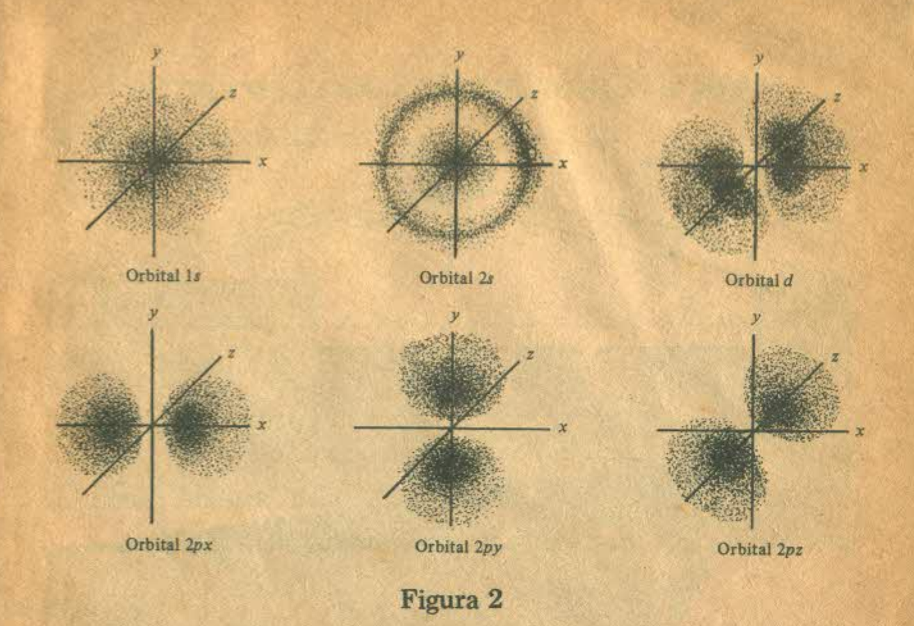


Figura 2

ficaciones. La clasificación de los elementos se denomina clasificación periódica en virtud de la ley periódica descubierta por Mendeleev y establecida definitivamente por Moseley y que puede enunciarse así: "Las propiedades de los elementos son funciones periódicas de sus números atómicos. Estas propiedades son: volumen atómico, radio atómico, potencial de ionización, configuración electrónica, punto de fusión, punto de ebullición, etc."

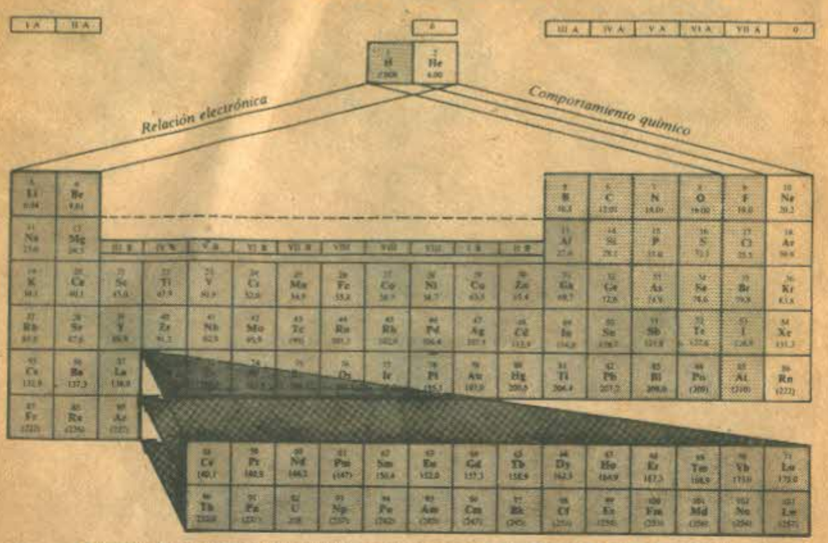
Gracias a la ley periódica, los elementos químicos se pueden ordenar en una tabla, denominada tabla periódica.

En la tabla periódica, los elementos se representan por símbolos. Es necesario tener idea del origen de estos símbolos ya que es muy variado.

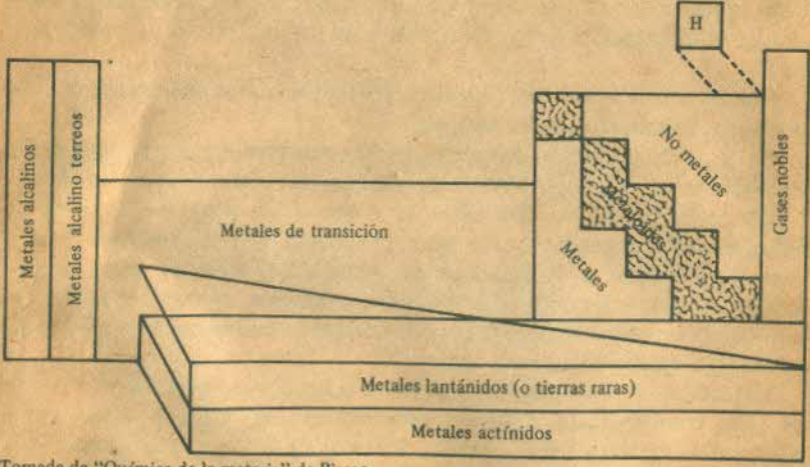
Los nombres de los elementos se deben a sus propiedades como el hidrógeno (H), engendrador de agua; cloro (Cl), verde; oxígeno (O), productor de óxidos; o al lugar donde se hallaron, ejemplo; galio (Ga) y germanio (Ge); o a nombres de científicos famosos, ejemplo: mendelevio (Md), nobelio (No); curium (Cu); o a nombres mitológicos, ejemplo: mercurio (Hg), uranio (U).

Los símbolos provienen de la primera o las dos primeras letras, a veces de otras combinaciones de letras, generalmente, del nombre latino, ejemplo: sodio, natrium (Na); potasio, kaluim (K); fósforo, phosphorus (P); azufre, sulfur (S); hafnio, hafnium (Hf); mercurio; hidrargirium (Hg); oro, aurum (Au); plata, argentum (Ag).

TABLA PERIODICA DE LOS ELEMENTOS



Los valores entre paréntesis corresponden a los números de masa de los isótopos de mayor vida media.



Tomada de "Química de la materia" de Pierce.

Figura 3.

En la tabla periódica, los elementos están colocados en columnas o hileras de acuerdo con sus propiedades individuales. Los elementos de una misma columna conforman una *familia química* y poseen propiedades muy semejantes o por lo menos presentan regularidades fácilmente observables en sus propiedades.

Ejemplo: la primera familia, llamada de los elementos alcalinos, presenta las propiedades que aparecen en la tabla 3.

Tabla 3

Propiedad	Litio (Li)	Sodio (Na)	Potasio (K)	Rubidio (Rb)	Cesio (Cs)
Número atómico	3	11	19	37	55
Radio atómico Å*	1, 55	1, 90	2, 35	2, 48	2, 67
Volumen atómico ml. mol de átomos	13, 0	23, 7	45, 4	55, 8	70, 0
Potencial de ionización Kcal/mol	124	119	100	96	90
Punto de fusión °C	180	98	63, 4	38, 8	28, 7
Punto de ebullición °C	1326	889	757	679	690

La configuración electrónica de esta misma familia es la siguiente:

Li: $1s^2$ $2s^1$
Na: $1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^1$
K: $1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^6$ $4s^1$
Rb: $1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^6$ $4s^2$ $3d^{10}$ $4p^6$ $5s^1$
Cs: $1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^6$ $4s^2$ $3d^{10}$ $4p^6$ $5s^2$ $4d^{10}$ $5p^6$ $6s^1$

Los elementos en hileras horizontales conforman los *periodos*. Los elementos de un período presentan una secuencia progresiva de números atómicos; igualmente las propiedades son progresivas.

---

* 1Å = unidad Angström = 10^{-10} m.

Los elementos de aquellas familias denominadas en la letra *A*, en seguida del número romano, se conocen como *elementos representativos* y los elementos de las familias (los del centro de la tabla) denominados con la letra *B*, se conocen como *elemento de transición*.

Esencialmente los elementos en la tabla periódica se dividen en dos grandes grupos: *los metales*, que son un 80% y los *no metales*, un 20%. Los metales se encuentran a la izquierda y en el centro de la tabla y los no metales en el extremo derecho.

Los metales se caracterizan porque:

1. Poseen brillo metálico.
2. Existen en estado sólido (excepto el mercurio).
3. Conducen fácilmente la corriente eléctrica y el calor.
4. En las reacciones químicas ceden electrones quedando cargados positivamente.
5. Son duros, tenaces, tienen alto punto de fusión y ebullición.
6. Tienen bajo potencial de ionización.

Los no metales se caracterizan porque:

1. No conducen o conducen muy poco la corriente eléctrica y el calor.
2. Sus átomos se unen entre sí compartiendo electrones.
3. Cuando se unen con metales, captan electrones quedando cargados negativamente.
4. Tienen alto potencial de ionización.

De la observación de la tabla y a partir de las investigaciones realizadas se puede afirmar:

1. Dentro de las familias de elementos representativos y algunos de transición, el carácter metálico aumenta hacia abajo, es decir, a medida que aumenta el número atómico.
2. El hidrógeno y el helio son dos gases y conforman un período de dos elementos; el hidrógeno presenta un comportamiento químico único, aunque se suele colocar en la primera familia. El helio pertenece a la familia de los gases inertes.
3. El potencial de ionización, entendido como la energía necesaria para desprender de un átomo gaseoso el electrón más débilmente ligado, aumenta más o menos regularmente a lo largo de un período de la tabla periódica, alcanzando su máximo en el gas inerte.
4. Un elemento (halógeno) que precede inmediatamente a un gas inerte tiene una fuerte tendencia a captar un electrón extra para adquirir la configuración electrónica del gas inerte. Un elemento (alcalino) que sigue inmediatamente a un gas inerte tiene mucha tendencia a ceder un electrón para adquirir la configuración del gas inerte.
5. Existe una estrecha relación entre la configuración electrónica del átomo de un elemento y la periodicidad química.

4. LAS MOLECULAS

Desde los tiempos de John Dalton ya se hablaba de las moléculas o átomos complejos. Para ello se basaban en los diferentes comportamientos observados en los materiales existentes en la naturaleza. Así por ejemplo, la descomposición de algunas sustancias, como el agua, indicaban que los átomos de los elementos se unían para formar los compuestos.

Por tanto una molécula se define como: *La parte más pequeña de una sustancia compuesta* que conserva las propiedades de la misma, aunque en términos más generales, se suele decir que existen moléculas monoatómicas y así se tendría que para los elementos, la molécula sería lo mismo que el átomo, salvo en aquellos elementos cuyos átomos se unen entre sí para formar moléculas, como es el caso del oxígeno, el fósforo, etc. Ejemplo: He - helio; Fe - hierro; O_2 - oxígeno; P_4 - fósforo; etc. Se puede definir más exactamente la molécula como: *la partícula más pequeña de un elemento o compuesto capaz de existir en forma independiente.*

Las moléculas se forman, pues, por unión de dos o más átomos y se tienen, entonces, los enlaces químicos. De acuerdo con el número y clase de átomos, las moléculas pueden alcanzar pesos altos y según la distribución de los átomos, pueden presentar diferentes formas.

4.1 Peso de una molécula

En el estudio del peso de las moléculas ocurre algo parecido al peso atómico y el átomo-gramo. Debido a las dimensiones de los átomos, las moléculas tienen proporciones muy pequeñas y su peso absoluto está de acuerdo con los pesos de los átomos reales que entran en su composición. Así la suma de los pesos reales de los átomos componentes, se denomina peso de una molécula o *peso molecular*; si este peso se toma en gramos se habla del *peso molecular gramo o mol*; este concepto se basa igualmente en el principio de Avogrado, o sea, que el mol de una sustancia será el peso en gramos de un número de moléculas reales igual a $6{,}02 \times 10^{23}$, o número de Avogrado. Así pues, un mol de cualquier sustancia será la cantidad que contiene $6{,}02 \times 10^{23}$ átomos y se habla entonces de un mol de átomos, o $6{,}02 \times 10^{23}$ moléculas y se habla entonces de un mol de moléculas. Un mol de átomos de oxígeno (O_2), tiene $6{,}02 \times 10^{23}$ átomos y un mol de moléculas de oxígeno tiene $6{,}02 \times 10^{23}$ moléculas, como cada molécula es diatómica, se tendrán entonces $2 \times 6{,}02 \times 10^{23}$ átomos.

Cuando se trata de gases, el principio de Avogrado se enuncia así: volúmenes iguales de gases, medidos a la misma temperatura y presión contienen el mismo número de moléculas. Este enunciado es muy útil para determinar pesos moleculares en los gases.

Se puede establecer la siguiente relación para determinar el peso de un mol de un gas.

$$\frac{\text{peso de un vol. del gas } x}{\text{peso de igual vol. del gas conocido}} = \frac{\text{peso de la molécula del gas } x}{\text{peso de la molécula del gas conocido}}$$

Si se toma por ejemplo el nitrógeno como gas conocido, se tiene:

$$\frac{\text{peso de un vol. del gas } x}{\text{peso de igual vol. del gas nitrógeno}} = \frac{\text{peso de la molécula del gas } x}{\text{peso de la molécula del gas nitrógeno}}$$

Ejemplo: Si un litro de un gas *A* pesa 0,83 gramos y un litro de oxígeno pesa 1,31 gramos a 0 °C y a 1 atmósfera de presión; y sabiendo que la molécula del oxígeno pesa 32, el peso de la molécula-gramo del gas *A* será:

$$\frac{0,83 \text{ g del gas } A}{1,31 \text{ g del gas } O_2} = \frac{\text{peso mol del gas } A}{32 \text{ g de } O_2}$$

$$\text{peso mol g del gas } A = \frac{0,83 \text{ g del gas } A \times 32 \text{ g del gas de } O_2}{1,31 \text{ g del gas } O_2} = 20 \text{ g}$$

4.2 Representación de las moléculas

Los químicos han demostrado que las moléculas de compuestos contienen varios átomos unidos entre sí por medio de los *enlaces químicos*; para representarlos se emplean los símbolos de los elementos que los componen; para indicar el número de átomos de cada clase que entran en la molécula se emplean números colocados en la parte inferior derecha del símbolos llamados subíndices, y se tienen entonces las fórmulas químicas, como las siguientes:

Compuesto	Elementos que contienen	Fórmula
agua	H, O	H_2O
amoníaco	N, H	NH_3
óxido nítrico	N, O	NO_2
dióxido de nitrógeno	N, O	NO_2
ácido sulfúrico	H, S, O	H_2SO_4
ácido clorhídrico	H, Cl	HCl
alcohol	C, H, O	C_2H_5OH

Después de estudiar la composición de una sustancia (análisis cualitativo), se estudia las cantidades de cada elemento (análisis cuantitativo) y se estudia su estructura, es decir, como están distribuidos los átomos en la molécula. Esto se verá más adelante.

4.3 Aplicación del número de Avogrado y el concepto del mol

Se debe tener muy en cuenta el número de Avogrado, pues se necesitará muy a menudo, por ejemplo: A partir de la tabla periódica, se puede saber cuánto pesa en gramos el mol del ácido nítrico, HNO_3; 1H + 1N + 3O = 1 + 7 + 48 = 56 g.

En 56 g de HNO_3 hay $6,02 \times 10^{23}$ moléculas reales del ácido y hay también $6,02 \times 10^{23}$ átomos de H, $6,02 \times 10^{23}$ átomos de N y $3 \times 6,02 \times 10^{23}$ átomos de oxígeno. Si 56 g HNO_3 = 1 mol, 28 g de HNO_3 = 0,5 moles.

Luego, para hallar el número de moles que hay en una cantidad de cualquier sustancia, basta pesarla, conocer el peso en gramos y luego dividir esta cantidad por el peso de un mol, o sea, la suma de los pesos según la fórmula del compuesto.

$$\text{No. de moles} = \frac{\text{peso en gramos}}{\text{peso del mol}}$$

En 5 gramos de agua hay por tanto $\frac{5}{18}$ moles de agua.

Un mol de átomos de hierro pesa 56 gramos. En un mol de átomos de hierro hay $6,02 \times 10^{23}$ átomos. ¿Cuánto pesa un átomo de hierro?

$$1 \text{ átomo de hierro pesa: } \frac{56 \text{ g/mol}}{6,02 \times 10^{23} \frac{\text{átomos}}{\text{mol}}} = 9,3 \times 19^{-23} \text{ g}$$

Algunos cálculos sencillos que surgen del conocimiento anterior son:

1. Dada una cantidad de sustancia en gramos, hallar el número de moles.
2. Dado el peso molecular, hallar el peso de una molécula.
3. Dada una cantidad de sustancia en gramos, hallar el número de moléculas existentes.
4. Dado un número de moles de una sustancia, hallar el peso en gramos.
5. Dada una cantidad de un elemento en gramos, hallar el número de átomos.
6. Dada una cantidad de un elemento en gramos, hallar el número de átomos-gramo.
7. Conocido el peso del átomo-gramo de un elemento, hallar el peso de un átomo real.

5. UNION DE ATOMOS PARA FORMAR MOLECULAS

A excepción de los gases nobles o inertes que poseen una alta estabilidad química (aunque ya se han logrado obtener compuestos de algunos de

estos elementos), los átomos de los demás elementos tratan de adquirir estabilidad química, adquiriendo configuraciones electrónicas parecidas a la configuración de gas inerte. Por esta razón, cuando dos o más átomos se encuentran en condiciones apropiadas, ocurre una reorganización en la distribución electrónica, a nivel de los electrones de más alta energía, es decir, de aquellos que están más alejados de los núcleos; tales reorganizaciones se deben a los fenómenos de atracción y repulsión entre núcleos y entre electrones. Estas interacciones se hacen más complejas a medida que aumenta el número atómico de los átomos. Este fenómeno es lo que se conoce como *enlace químico*.

5.1 Capacidad de enlace de los elementos

En cada átomo, los electrones, el último nivel de energía, son los que están unidos más débilmente al núcleo. Por esta razón son los que pueden ser arrancados con mayor facilidad (especialmente en los metales). Cuando un átomo capta electrones (caso de los no metales) estos entran a los orbitales de mayor energía. En ambos casos estos orbitales se denominan *orbitales de valencia*, pero debido a la multiplicidad de significados que generalmente se le da al término valencia, aquí se habla más bien de *capacidad de enlace*.

Los átomos de los elementos de la familia de los alcalinos presentan, en el último nivel de energía, un electrón, y por consiguiente, se dice que existe un orbital de valencia. Al perder este electrón cada átomo adquiere una configuración electrónica parecida al elemento (gas inerte) de número atómico menor en una unidad, quedando como iones positivos Li^+, Na^+, K^+, Rb^+, Cs^+. Estos elementos tienen capacidad de enlace o valencia 1. Los elementos de la segunda familia tienen una capacidad de enlace 2.

Los átomos de los elementos de la familia VII, de los halógenos (F_2, Cl_2, Be_2, I_2) presentan siete electrones en el último nivel de energía, distribuidos en cuatro orbitales de valencia, como se aprecia en la siguiente distribución.

F $1s^2$ $\underline{2s^2\ 2p^5}$
Cl $1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $\underline{3s^2\ 3p^5}$
Br $1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^6$ $\underline{4s^2}$ $3d^{10}$ $\underline{4p^5}$
I $1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^6$ $4s^2$ $3d^{10}$ $4p^6$ $\underline{5s^2}$ $4d^{10}$ $\underline{5p^5}$

Estos átomos adquieren un electrón adicional, quedando con una configuración electrónica semejante a la del elemento (gas inerte) de número atómico mayor en una unidad, quedando como iones negativos: F^-, Cl^-, Br^-, I^-. Se dice entonces que los elementos halógenos tienen capacidad de enlace 1. Los elementos de la familia VI (familia del oxígeno), tienen una capacidad de enlace 2, los elementos de la familia V (familia del nitrógeno) tienen una capacidad de enlace 3.

Existen algunos elementos cuyos átomos presentan varias posibilidades de enlace. Esto ocurre, especialmente, en los elementos de transición y algunos no metales.

Véase el caso del elemento manganeso (Mn, número atómico 25) cuya distribución es la siguiente:

Mn: $1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^6$ $\underline{4s^2}$ $3d^5$

Este elemento posee en el último nivel de energía ($4s^2$), 2 electrones de valencia y generalmente al ceder (es metal) estos electrones se presenta como Mn^{++}. Entonces se observa que el subnivel $3d$, tiene apenas 5 electrones y su capacidad es 10, por tanto es posible que el átomo vaya perdiendo estos electrones y de esta manera vaya adquiriendo los estados Mn^{+3}, Mn^{+4}, Mn^{+5}, Mn^{+6} y Mn^{+7}. Esto ocurre en los elementos de transición.

Se tiene pues que, en virtud de los electrones de valencia, los cuales dan la capacidad de enlace de los elementos, los átomos se unen formando un *enlace químico*.

Esencialmente se dan dos tipos de enlaces químicos:

1. el enlace iónico, y
2. el enlace covalente.

El enlace iónico se forma por atracción de cargas opuestas, las que se originan por pérdida de electrones en un átomo y ganancia de los mismos en otro.

Se debe recordar: Los elementos de bajo potencial de ionización pierden fácilmente los electrones; los elementos de alto potencial de ionización captan fácilmente los electrones.

Sea el caso del cloro y el sodio. El sodio, al perder un electrón, forma el ion Na^+. En el mismo proceso, el electrón es captado por el átomo de cloro; inmediatamente las cargas opuestas se atraen.

$$Na \longrightarrow Na^+ + 1e^- \qquad Na^+ + Cl^- \longrightarrow Na^+Cl^-$$

$$Cl + 1e^- \longrightarrow Cl^- \qquad Na^\circ + \cdot\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}: \longrightarrow Na^+ \quad :\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}:^-$$

Los compuestos formados por enlaces iónicos, no presentan moléculas discretas sino agregados cristalinos con iones positivos y negativos en posiciones alternas.

El enlace covalente se forma por compartición de electrones entre dos o más átomos cuyo potencial de ionización es igual o cuya diferencia no es muy grande. Sea el caso de los átomos del cloro con igual *electronegatividad* (fuerza con la cual un átomo atrae un electrón desde el exterior).

Cada átomo de cloro tiene un electrón sin aparear. Debido a la fuerza que cada núcleo ejerce sobre el electrón, los dos electrones se aparean y se forma la molécula de Cl_2.

$$:\ddot{\underset{..}{Cl}}\times + \times\ddot{\underset{..}{Cl}}: \longrightarrow :\ddot{\underset{..}{Cl}} \times \ddot{\underset{..}{Cl}}:$$

En los enlaces covalentes entre átomos de igual electronegatividad, la molécula es prácticamente apolar y sólo presenta polarizaciones momentáneas, debido al movimiento de los electrones.

Cuando dos átomos de diferente electronegatividad se unen en enlace covalente se forman moléculas polares. Es el caso del enlace entre un átomo de hidrógeno y un átomo de cloro, para formar la molécula de cloruro de hidrógeno o ácido clorhídrico.

$$H\times + \times \underset{..}{Cl}: \longrightarrow {}^{\delta+}H \overset{\times}{\times} \ddot{\underset{..}{Cl}}: {}^{\delta-}$$

$$H\times + \times\dot{\underset{\times}{O}}: \longrightarrow :\dot{\underset{\times}{O}} \overset{\times}{\times} H^-$$

$$:\ddot{O}\overset{\times}{\times} H^- + \times H \longrightarrow {}^{-\delta} :\ddot{\underset{\times\times}{O}} \overset{\times}{\times} H \quad \delta^+ \quad \underset{\cdot}{H}$$

El hidrógeno forma enlace covalente con un átomo de oxígeno formando el ion negativo oxhidrilo. Este ion se une con otro átomo de nitrógeno formando una molécula de agua, polar.

En las moléculas polares, los electrones pasan, la mayor parte del tiempo, alrededor de uno o de algunos de los núcleos, debido a que la molécula se comporta como un pequeño imán. Esta característica le da propiedades importantes a estos compuestos tal como el poder disolvente del agua.

Gráficamente se puede representar una molécula apolar así: ◯

Gráficamente se puede representar una molécula polar así: (+ −)

Existe un tipo de enlace covalente en el cual el par de electrones compartido es suministrado por un solo átomo y recibe el nombre de *enlace covalente coordinado*. En estos casos, como es lógico, se establece polaridad. Así, cuando las moléculas de agua que tienen dos parejas de electrones sin compartir, se encuentran con protones (átomos de hidrógeno que han cedido un electrón) provenientes de un ácido, hay formación de un enlace covalente coordinado.

$$H^+ + :\ddot{\underset{..}{O}}:H \longrightarrow \left[H:\ddot{\underset{..}{O}}:\ H \right]^+ \quad \text{radical hidronio}$$
$$\qquad\qquad H \qquad\qquad\qquad H$$

Otro caso sería la formación del radical amonio NH_4^+, cuando el amoniaco está en presencia de protones o hidrogeniones provenientes de un ácido.

$$H^+ + :\underset{\underset{H}{..}}{\overset{\overset{H}{..}}{N}}:\ H \longrightarrow \left[H:\underset{\underset{H}{..}}{\overset{\overset{H}{..}}{N}}:\ H \right]^+ \quad \text{radical amonio}$$

Hoy se explica el enlace químico, especialmente el enlace covalente, por medio de la teoría del orbital molecular, diferente del orbital atómico que es el que se emplea aquí.

5.2 Características de los compuestos iónicos y covalentes

Las características de los compuestos dependen del tipo de enlace entre sus átomos. Estúdiese la tabla 4 en la cual se consignan las principales características de los compuestos con enlace iónico y con enlace covalente.

Tabla 4

Compuestos iónicos	Compuestos covalentes
1. Fundidos conducen muy bien la corriente eléctrica; ejemplo: NaCl, K_2SO_4.	Son malos conductores de la corriente eléctrica; ejemplo: NH_3, H_2O.
2. Sus soluciones son muy buenas conductoras de la corriente eléctrica.	Sus soluciones no conducen la corriente eléctrica a menos que al disolverse reaccionen con el disolvente; ejemplo: $HCl + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + Cl^-$.
3. Son solubles en disolventes polares como el agua.	Son más solubles en disolventes no polares.
4. Reaccionan más rápidamente en reacciones de doble descomposición.	Reaccionan lentamente en reacción de doble descomposición.
5. Poseen puntos de fusión y ebullición altos.	Poseen puntos de fusión y ebullición más bajos.
6. En estado sólido presentan cristales formados por iones positivos y negativos.	En estado sólido presentan cristales formados por moléculas no polares.
7. La mayoría son de naturaleza inorgánica.	La mayoría son de naturaleza orgánica.

En los casos de enlace que se han visto hasta aquí, sólo hay una representación estructural que está de acuerdo con la realidad, es decir, que explica las propiedades del compuesto. Existen otros compuestos cuya fórmula estructural admite varias representaciones que están de acuerdo con los hechos observados; por ejemplo: el ácido nítrico (HNO_3) se puede representar estructuralmente así:

H – O – N(O)(O) H – O – N(O)(O) H :Ö: N :Ö: :Ö: H :Ö: N :Ö: :Ö:

ácido nítrico estructura de barras estructuras de puntos

Aunque experimentalmente se sabe que la longitud de un enlace sencillo (un solo par electrónico) es mayor que la longitud de un enlace doble (dos pares electrónicos), se ha encontrado en la molécula del ácido nítrico que la longitud entre los átomos de N y los átomos de O son iguales. Luego ninguna de las dos representaciones es real, lo cual indica que los electrones pueden estar resonando, es decir, ocupando diferentes posiciones en la molécula de tal modo que el enlace entre N y O no es ni doble ni sencillo. En este caso el fenómeno se denomina *resonancia* y la estructura, que se supone corresponde a la realidad, se denomina *híbrido de resonancia.*

5.3 Enlace metálico

Un metal se puede considerar como un retículo cristalino constituido por núcleos colocados en las vértices de los retículos y alrededor de esos núcleos infinidad de electrones. A medida que aumenta el número de electrones y la carga nuclear en los metales, sus enlaces son más fuertes. De ahí la elevación del punto de fusión y la dureza de los metales de transición, en relación con los metales alcalinos o alcalinotérreos (IIA).

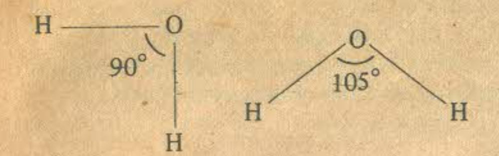
Longitud de enlace: Cuando los átomos poseen afinidad química se acercan; se establecen interacciones debido a las atracciones entre los electrones de un átomo y el núcleo del otro, las repulsiones entre los electrones y las repulsiones entre los núcleos. Al establecer el equilibrio de estas fuerzas, se tiene el enlace estabilizado y la distancia de acercamiento se llama *longitud de enlace.* La longitud de enlace se mide en unidades Angströms (Å), empleando métodos de difracción de rayos *X*. En la tabla 5 aparecen las longitudes de algunos enlaces más comunes.

Tabla 5

Enlace	Longitud en Å	Enlace	Longitud en Å
H – H	0,75	F – F	1,42
B – B	1,59	Si – Si	2,35
C – C	1,55	S – S	2,07
O – O	1,49	Br – Br	2,29
O – O	1,21	I – I	2,66
N – N	1,10		

Angulo de enlace: Cuando un enlace está formado por dos átomos, su ángulo de enlace es de 180° como los que aparecen en la tabla anterior. Pero la mayoría de las moléculas poseen tres o más átomos; cuando esto ocurre, suceden distorsiones respecto a las posiciones de los átomos debido a las nubes electrónicas, dando origen a los ángulos reales medidos también por medio de difracción de rayos *X*.

Ejemplo: La molécula de agua, debería tener ángulos de un enlace de 90°, debido a que los electrones de los átomos de hidrógeno se aparean con electrones del átomo de oxígeno y bien se sabe que estos orbitales forman ángulo recto. Sin embargo, debido al pequeño volumen del átomo de oxígeno, las nubes electrónicas hacen que los átomos de hidrógeno se alejen, abriendo así el ángulo, el cual efectivamente es de 105°.



La importancia de los ángulos de enlace radica en que determinan la forma de las moléculas.

Energía de enlace: Todo átomo libre tiene una determinada cantidad de energía potencial. Al acercarse a otro átomo, su energía potencial se convierte en energía cinética, debido al movimiento realizado hasta llegar a la distancia de enlace.

Esto quiere decir que la formación de un enlace produce una determinada cantidad de energía. Así cuando se forma un enlace H———H, se produce una cantidad de energía calórica de 104 Kcal/mol. Esto indica que si se quiere romper este enlace sería necesario suministrar esa misma cantidad de calor. En todo proceso químico hay o ruptura o formación de enlaces, o ambos procesos. Cuando en un proceso químico el resultado

final va acompañado de desprendimiento de calor, indica que el resumen dio, como resultado matemático, calor sobrante. Pero hay procesos en que se absorve calor, lo quel indica que después de ocurrir todos los pasos del proceso, el resultado fue la absorción de calor.

En la tabla 6 se consignan algunas energías de enlaces comunes:

Tabla 6

Enlace	Energía Kcal/mol	Enlace	Energía Kcal/mol
H – H	104	H —— OH	119
F – F	37,8	O —— O	119,1
Cl – Cl	58,2	N —— N	226
I – I	36,1	Cl —— O	64,2
H – F	135	O —— SO_2	132
H	103,2		

6. REACCIONES Y ECUACIONES QUIMICAS

Como se recordará, la materia puede sufrir dos tipos de cambios: los físicos, como la fusión de la parafina, ya que es posible volver a obtener la parafina sólida por enfriamiento y los químicos como la combustión, que produce anhídrido carbónico (CO_2), vapor de agua (H_2O), monóxido de carbono (CO) y carbono (C). La diferencia entre estos dos procesos radica en el cambio de la naturaleza de las sustancias de partida, parafina y oxígeno del aire. Cuando un cambio en la naturaleza conlleva la formación de sustancias diferentes a las primitivas, se denomina *reacción química.*

Ejemplos de reacciones químicas

(*a*) El hidrógeno y el oxígeno reaccionan para producir agua.

(*b*) El nitrógeno reacciona con el hidrógeno para producir amoniaco.

(*c*) El ácido clorhídrico reacciona con el mármol (carbonato de calcio) para producir cloruro de calcio, agua y anhídrido carbónico.

(*d*) El clorato de potasio se descompone por el calor, produciendo oxígeno y cloruro de potasio.

Tal como se han expresado las reacciones anteriores no resultan cómodas para el trabajo del químico. Por esto se emplean las *fórmulas químicas* para representar las sustancias que entran en la reacción y que se denominan *reactivos* o *reaccionantes* y para representar las sustancias que se producen y que se denominan *productos.*

Esta representación se hace por las llamadas *igualdades químicas o ecuaciones químicas*, ya que existe un primer miembro (los reaccionantes) y un segundo miembro (los productos). Los dos miembros de la igualdad se separan generalmente por una flecha indicando el sentido en que se originan los productos; de tal manera la expresión de las reacciones anteriores será:

1. $H_{2(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow H_2O_{(g)}$

2. $N_{2(g)} + H_{2(g)} \longrightarrow NH_{3(g)}$ amoníaco

3. $HCl + CaCO_{3(s)} \longrightarrow CaCl_2 + H_2O + CO_2$
ácido clorhídrico + carbonato de calcio → cloruro de calcio + dióxido de carbono

4. $KClO_3 + \text{Calor} \longrightarrow KCl + O_{2(g)}$
clorato de potasio → cloruro de potasio

Las letras entre paréntesis, colocadas en la parte inferior de las fórmulas, indican el estado físico de la sustancia así: (*s*) es sólido, (*g*) es gaseoso y (*aq*) es acuosa.

Como en toda ecuación el primer miembro debe ser igual al segundo miembro. Las ecuaciones químicas se justifican, debido a que uno de los principios fundamentales de la reacción química es *la conservación de la masa.* De allí que la expresión correcta de las reacciones anteriores, para que se puedan considerar verdaderas ecuaciones químicas, será:

1. $2H_{2(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2H_2O_{(g)}$
2. $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \longrightarrow 2NH_{3(g)}$
3. $2HCl_{(aq)} + CaCO_{3(s)} \longrightarrow CaCl_{2(aq)} + H_2O + CO_2$
4. $2KClO_3 + \text{Calor} \longrightarrow 2KCl_{(s)} + 3O_{2(s)}$

Para llegar a establecer estas igualdades es necesario efectuar un balance entre los materiales que reaccionan y los materiales que se producen. Para ello hay diferentes métodos según el tipo de reacción química. De este aspecto se ocupa el balance de ecuaciones más adelante.

No debe confundirse una reacción química con la simple mezcla. Ocurre que, a veces, se unen ciertos materiales como: la sal con el agua, la arena con la sal y el agua, el azúcar y el café o el azufre con limaduras de hierro, pero cada constituyente del sistema permanece con sus características propias, por lo cual, se pueden volver a separar, empleando métodos físicos. En estos casos se habla de una mezcla. Cuando los materiales que

se unen se trasforman y dan origen a materiales con propiedades diferentes y el fenómeno va acompañado de variaciones energéticas, es decir, cuando los constituyentes del sistema no conservan sus características propias se dice entonces que ha ocurrido una *combinación* o *reacción química.*

6.1 Tipos de reacciones

Cuando ocurre una reacción química hay múltiples factores que intervienen y, por consiguiente, se puede obtener mucha información en el proceso. Esta misma circunstancia hace que se puedan efectuar clasificaciones varias de las reacciones químicas atendiendo a diferentes factores.

1. Atendiendo a la velocidad con que ocurren las reacciones se pueden clasificar en *instantáneas* y *lentas.* Así la reacción del magnesio con el oxígeno en el "Flash" fotográfico es instantánea.

$$2Mg_{(s)} + O_2 \longrightarrow \underset{\text{óxido de magnesio}}{2MgO}$$

La reacción del hierro con el oxígeno en ambiente seco, es una reacción lenta.

$$2Fe + O_2 \longrightarrow 2FeO$$

2. Atendiendo a la extensión de las reacciones, se pueden clasificar en *reversibles* e *irreversibles.* La reacción irreversible es la que procede indefinidamente en el sentido de los productos hasta que todos o alguno de los reactivos se consume totalmente; este tipo de reacción se indica con una flecha (⟶) en el sentido de los productos.

Ejemplo:
$$2KClO_3 + \text{calor} \longrightarrow 2KCl + 3O_2$$
$$C_{(s)} + O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)}$$

La mayoría de las reacciones químicas proceden en el sentido de los productos y, al cabo de cierto tiempo, los productos reaccionan dando origen a los reactivos y se establecen así dos tipos de reacciones en sentido contrario. Son estas las reacciones *reversibles* cuyas ecuaciones se representan con una doble flecha (⇄).

Ejemplo:
$$H_2O_{(g)} \rightleftarrows H_{2(g)} + \frac{1}{2}O_{2(g)}$$
$$CO_{(g)} + NO_{2(g)} \rightleftarrows CO_{2(g)} + NO_{(g)}$$
$$\underset{\text{cloruro de amonio}}{NH_4Cl_{(s)}} \rightleftarrows \underset{\text{ácido clorhídrico}}{HCl_{(g)}} + \underset{\text{amoniaco}}{NH_{3(g)}}$$

3. Atendiendo a los efectos energéticos, las reacciones se pueden clasificar en dos grupos: *exotérmicas,* las reacciones que producen calor y *endotérmicas,* las que absorben calor.

Ejemplo:
$$2H_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftarrows 2H_2O_{(g)} + 116\ \text{KCl} \quad \text{exotérmica}$$
$$H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftarrows 2HI_{(g)} - 11{,}9\ \text{Kcal} \quad \text{endotérmica}$$

4. Atendiendo a las sustancias reaccionantes, se puede clasificar en *reacciones de descomposición, reacciones de síntesis, reacciones de doble descomposición* y *reacciones de sustitución o desplazamiento.*

Ejemplo:
$$\underset{\text{nitrato de cobre}}{2Cu(NO_3)_{2(s)}} + \text{Calor} \longrightarrow 4NO_{2(g)} + O_{2(g)} + 2CuO_{(s)} \quad \textit{descomposición}$$
$$\underset{\text{nitrato de amonio}}{NH_4NO_{3(s)}} \longrightarrow N_2O_{(g)} + 2H_2O_{(g)} + 87{,}1\ \text{Kcal} \quad \textit{descomposición}$$
$$HCl_{(g)} + NH_{3(g)} \longrightarrow NH_4Cl_{(s)} + 42{,}3\ \text{Kcal} \quad \textit{síntesis}$$
$$\underset{\text{ácido clorhídrico}}{2HCl_{(aq)}} + \underset{\text{sulfuro de hierro}}{FeS_{(s)}} \longrightarrow \underset{\text{cloruro de hierro}}{FeCl_{2(aq)}} + \underset{\text{ácido sulfúrico}}{H_2S_{(g)}} + 2{,}9\ \text{Kcal} \quad \textit{doble descomposición}$$
$$\underset{\text{sulfato de cobre (II)}}{CuSO_4} + Fe_{(s)} \longrightarrow \underset{\text{sulfato de hierro (II)}}{FeSO_4} + Cu_{(s)} \quad \textit{Sustitución}$$

5. Atendiendo a la trasferencia de electrones que ocurre durante la reacción, se pueden clasificar en *reacciones de oxidación* y *reacciones de reducción.*

Se denomina oxidación la pérdida de electrones, o sea, un aumento en el número de oxidación. Antes de continuar es necesario estudiar el significado del número de oxidación.

Hay muchos casos de oxidación y reducción en los cuales es muy difícil establecer cuál de los elementos es el que cede los electrones y cuál es el que los gana. Por eso se ha establecido el número de oxidación o *estado de valencia* que simplifica enormemente el balance de las reacciones y la escritura de fórmulas.

El número de oxidación puede definirse como la carga aparente de un átomo en determinadas moléculas o iones.

En la molécula de agua, H_2O, el hidrógeno tiene un número de oxidación de + 1 y el oxígeno tiene número de oxidación de −2; o sea:

$$(+2+(-2) = +2-2=0$$
$$+1 \quad -2$$
$$H_2O$$

En la molécula del agua oxigenada, H_2O_2, el hidrógeno tiene número de oxidación + 1 y el oxígeno tiene número de oxidación de −1; o sea:

$$(+2+(-2) = +2-2=0$$
$$+1 \quad -1$$
$$H_2O_2$$

En la molécula de hidruro de litio LiH, en que el litio es más positivo que el hidrógeno, el número de oxidación del hidrógeno es − 1.

En el cloruro de hierro (II) $FeCl_2$, el hierro tiene número de oxidación + 2 y el cloro tiene número de oxidación −1, pero en la molécula de cloruro de hierro (III) $FeCl_3$, el número de oxidación del hierro es + 3,. ¿Qué ha ocurrido? Según el concepto de oxidación, el hierro ha perdido un electrón. $Fe^{+2} \longrightarrow Fe^{+3} + 1\bar{e}$.

El fenómeno contrario a la *oxidación* es la *reducción*, es decir, la ganancia de electrones o la disminución del número de oxidación.

Cuando el hierro puro se trata con ácido clorhídrico, la ecuación de reacción es: $Fe_{(s)} + 2HCl_{(aq)} \longrightarrow FeCl_{2(aq)} + H_{2(g)}$.

Como es importante saber determinar el número de oxidación de un elemento en un compuesto o especie iónica, se dan aquí algunas normas para hallar el número de oxidación.

1. Todo elemento en estado puro o libre tiene número de oxidación cero (0).
2. Excepto en los peróxidos, en los compuestos oxigenados, el número de oxidación del oxígeno es − 2.
3. A excepción de los hidruros, donde el número de oxidación del hidrógeno es −1, en todo compuesto hidrogenado, su número de oxidación es + 1.
4. La suma algebraica de los números de oxidación en una molécula (teniendo en cuenta los subíndices) es cero.
5. La suma algebraica de los números de oxidación en una especie iónica (teniendo en cuenta los subíndices) es igual a la carga del ion.

En la molécula del ácido dicrómico, $H_2Cr_2O_7$, el número de oxidación, del cromo será + 6, así:

$$\underset{H_2}{2\times(+1)} \quad \underset{Cr_2}{} \quad \underset{O_7,}{7\times(-2)} \qquad \underset{H_2}{+2} \quad \underset{Cr_2}{+12} \quad \underset{O_7,}{-14,} \qquad \underset{H_2\,Cr_2\,O_7}{-6}$$

Efectivamente, uno de los estados de oxidación del cromo es + 6, como se desprende de su estructura electrónica.

En el amoniaco, NH_3, el número de oxidación del nitrógeno es: − 3 y en el ion amonio NH_4^+, la suma algebraica es: − 3 + 4 = + 1, equivalente a la carga del ion.

Entendidos estos fenómenos se pueden estudiar las reacciones de oxidación y reducción (*óxido-reducción o redox*).

En la reacción:

$$Cu + HNO_3 \longrightarrow Cu(NO_3)_2 + NO + H_2O$$

$$Cu^{\circ} \longrightarrow Cu^{+2} + 2\bar{e} \qquad \textit{oxidación}$$

$$N^{+5} + 3\bar{e} \longrightarrow N^{+2} \qquad \textit{reducción}$$

Reacción del aluminio con el cloro:

$$3\,Cl_{2(g)} + 2Al_{(s)} \longrightarrow 2AlCl_3$$

$$Al^{\circ} \longrightarrow Al^{+3} + 3\bar{e} \qquad \textit{oxidación}$$

$$Cl^{\circ} + 1\bar{e} \longrightarrow Cl^{-} \qquad \textit{reducción}$$

Téngase muy en cuenta que los dos procesos: oxidación y reducción, se dan simultáneamente, es decir, *no ocurre una oxidación sin que ocurra una reducción.* La especie que *se oxida* se denomina *agente reductor* y la especie que *se reduce se denomina agente oxidante.*

6.2 Balance de las reacciones químicas

Aunque durante una reacción química ocurren interacciones entre moléculas, entre átomos o entre moléculas y átomos, es más conveniente considerar que los procesos ocurren entre moles de moléculas y moles de átomos. Para que la representación de una reacción química pueda tomar el nombre de *ecuación química*, es necesario que esté ajustada, es decir, que el primer miembro sea igual al segundo miembro, ya que no puede existir pérdida de materia, de acuerdo con el principio de la conservación de la masa.

Para balancear o ajustar reacciones químicas existen tres métodos: *el método de tanteo, el método de los números de oxidación* y *el método del ion electrón.*

Método de tanteo o ensayo y error: Muchas reacciones sencillas se pueden ajustar, por simple inspección, observando que el número de átomos de determinado elemento que entra en la reacción, es el mismo que debe aparecer en el segundo miembro; y se colocan los coeficientes adecuados. Ejemplo: Cuando el gas metano CH_4 arde en el aire, se produce gas carbónico y agua; la reacción química es:

$$\underset{\text{metano}}{CH_4} + \underset{\text{oxígeno}}{O_2} \longrightarrow \underset{\text{gas carbónico}}{CO_2} + \underset{\text{agua}}{H_2O}$$

Esta reacción no se puede considerar como una ecuación debido a que en el primer miembro o (antes de la flecha) existen cuatro átomos de hidrógeno y en el segundo miembro (después de la flecha) existen solamente dos átomos. Igualmente, existen dos átomos de oxígeno en el primer miembro y tres átomos en el segundo miembro. *El tanteo* indica que para igualar los átomos de hidrógeno, se requiere anteponer el coeficiente 2 a la fórmula del agua en el segundo miembro (multiplique el coeficiente por el subíndice). Quedan ahora cuatro átomos de oxígeno en el segundo miembro y dos átomos en el primer miembro. Para igualarlos basta anteponer el coeficiente dos a la fórmula de la molécula de oxígeno. La ecuación está ajustada.

$$CH_4 + 2O_2 \longrightarrow CO_2 + 2H_2O$$

1 átomo de C = 1 átomo de C

4 átomos de H = 2 × 2 = 4 átomos de H

2 × 2 = 4 átomos de O = 2 × 2 = 4 átomos de O

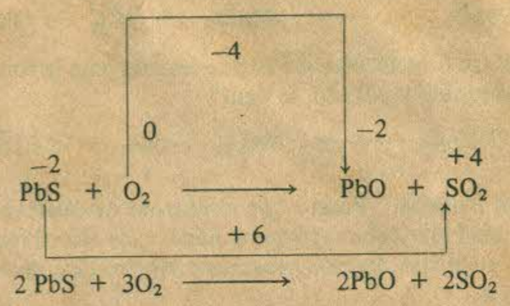
El método anterior se emplea en aquellas reacciones en que sólo se producen desplazamientos o sustituciones, o cuando los procesos de oxidación o reducción son simples.

Método del número de oxidación: Se trata aquí de encontrar cuál es el cambio total en el número de oxidación para el oxidante y para el reductor e igualarlos. Para ello se siguen estas reglas:

1. Se escribe la ecuación correspondiente al proceso.
2. Se observa cuál es el oxidante y cuál el reductor y también cuáles son los átomos que sufren variaciones en su número de oxidación.
3. Se calcula el número de oxidación de estos átomos por cada molécula del compuesto, tanto en su forma oxidada como en la reducida.
4. Se introducen en la ecuación los coeficientes mínimos que sean necesarios del oxidante y del reductor para que las variaciones del número de oxidación sean iguales.
5. Los coeficientes de las sustancias restantes que aparecen en la reacción se ajustan automáticamente.
6. Si el oxidante o el reductor no actúan en su totalidad como tales, sino que también actúan en reacciones de doble descomposición (ácidos que actúan como oxidantes o como reductores y también como ácidos suministrando los aniones correspondientes), el coeficiente definitivo de la sustancia será el valor calculado, según las reglas anteriores, más el número de moléculas que intervienen en los procesos de doble descomposición.

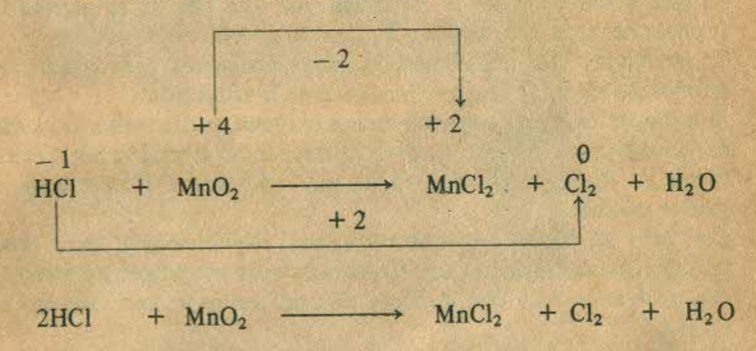
Ejemplos:

(*a*) Escribir e igualar la ecuación correspondiente a la tostación del sulfuro de plomo para formar óxido de plomo y anhídrido sulfuroso:



$$2\,PbS + 3O_2 \longrightarrow 2PbO + 2SO_2$$

(*b*) La acción del ácido clorhídrico sobre el bióxido de manganeso es una de las reacciones más empleadas para obtener cloro en el laboratorio. Escribirla e igualarla.

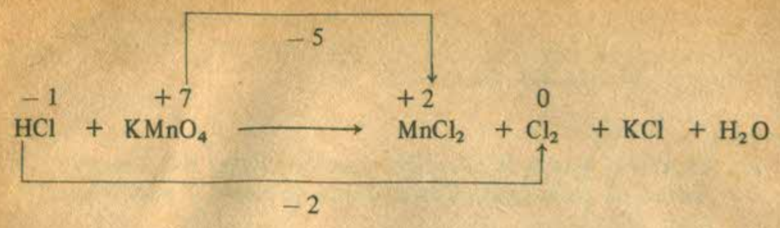


$$2HCl + MnO_2 \longrightarrow MnCl_2 + Cl_2 + H_2O$$

La reacción está equilibrada en cuanto a oxidación y reducción se refiere. Pero el HCl no sólo actúa como reductor sino también como ácido, suministrando los iones cloruro (regla 6) y en consecuencia, deben agregarse otras dos moléculas de este ácido.

$$4HCl + MnO_2 \longrightarrow MnCl_2 + 2H_2O + Cl_2$$

(*c*) Otra reacción muy empleada en el laboratorio para obtener cloro es la reducción del permanganato de potasio, mediante el ácido clorhídrico. Escribir e igualar la reacción correspondiente.



$$10HCl + 2KMnO_4 \longrightarrow 2MnCl_2 + 5Cl_2 + 2KCl + 8H_2O$$

Y al agregar las 6 moléculas del HCl necesarias para la formación de los cloruros de manganeso y potasio, se tiene:

$$16HCl + 2KMnO_4 \longrightarrow 2\,MnCl_2 + 5Cl_2 + 2KCl + 8H_2O$$

Método del ion electrón: Puesto que el número de electrones cedido por el reductor al oxidante debe ser igual al número de electrones ganados por el oxidante al reducirse, las dos ecuaciones electrónicas se verifican en la misma extensión.

Las siguientes reglas sirven para conseguir el equilibrio de este tipo de reacciones:

1. La fórmula del oxidante se escribe iónica o molecular según la forma en que actúa y al frente, separada por una flecha, se escribe la fórmula del reductor, también iónica o molecular según el caso.
2. Se introducen los coeficientes mínimos necesarios para igualar los átomos del elemento en la oxidación o en la reducción.
3. Si la forma reducida contiene menos oxígeno que la forma oxidante de la cual proviene, este oxígeno aparece en el segundo miembro en forma de H_2O para lo cual habrá que agregar los H^+ necesarios al primer miembro.
4. Con esto se tiene la ecuación igualada atómicamente, pero debe también igualarse eléctricamente para lo cual se agregan los electrones necesarios para que la carga eléctrica en cada miembro sea la misma.
5. Las mismas operaciones deben efectuarse para la igualación del proceso de oxidación del reductor. Si la forma oxidada contiene oxígeno en exceso, con respecto a la forma reducida, este oxígeno se obtiene de moléculas de H_2O que se agregan al primer miembro con lo cual aparecerán los H^+ correspondientes en el segundo miembro.
6. Se multiplican las dos ecuaciones (semirreacciones) por los coeficientes mínimos necesarios para igualar el número de electrones que intervienen en ellas. Las dos ecuaciones resultantes se suman y se cancelan los electrones, las moléculas de H_2O y los H^+ que aparezcan en ambos miembros.

Si en la ecuación final quedan H^+ en el segundo miembro pueden agregarse OH^- en la misma cantidad a ambos miembros para obtener H_2O en el segundo miembro.

Ejemplos:

(*a*) Los sulfitos pueden oxidarse a sulfatos cuando se les trata con permanganato de potasio en medio de ácido. Escribir e igualar la ecuación correspondiente.

$$MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \longrightarrow Mn^{++} + 4H_2O \times 2$$

$$SO_3^= + H_2O \longrightarrow SO_4^{--} + 2H^+ + 2e^- \times 5$$

$$16H^+ + 2MnO_4^- + 5SO_3^= + 5H_2O \longrightarrow 2Mn^{++} + 8H_2O + 5SO_4^= + 10H^+$$

Al cancelar los H^+ de la derecha, la ecuación queda como sigue:

$$6H^+ + 2MnO_4^- + 5SO_3^= \longrightarrow 2Mn^{++} + 5SO_4^= + 3H_2O$$

(*b*) El ion Cr^{+++} puede trasformarse en $CrO_4^=$ mediante la acción de un clorato que pasa a cloruro. La reacción se equilibrará por este método como sigue:

$$Cr^{+++} + 4H_2O \longrightarrow CrO_4^= + 8H^+ + 3e^- \times 2$$

$$ClO_3^- + 6H^+ + 6e^- \longrightarrow Cl^- + 3H_2O \times 1$$

$$2\,Cr^{+++} + 8H_2O + 6H^+ + ClO_3^- \longrightarrow 2CrO_4^= + 16H^+ + Cl^- + 3H_2O$$

Cancelando agua e hidrogeniones:

$$2Cr^{+++} + 5H_2O + ClO_3^- \longrightarrow 2CrO_4^= + 10H^+ + Cl^-$$

y agregando OH^- a ambos lados por haber hidrogeniones en la derecha (regla 6), queda

$$2\,Cr^{+++} + ClO_3^- + 10OH^- \longrightarrow 2CrO_4^= + Cl^- + 5H_2O$$

7. ESTEQUIOMETRIA DE LAS REACCIONES QUIMICAS

El término *estequiometría* significa medida de los elementos (Stoicheion = Elemento). Básicamente el término se refiere al aspecto cuantita-

tivo de los cambios químicos o reacciones. Cuando se trasforman unas sustancias en otras, ocurren cambios de relaciones entre pesos y volúmenes. Para conocer estas relaciones es necesario conocer la naturaleza de reactivos y productos, establecer el balance entre reactivos y productos, tener muy claro el concepto del mol, número de oxidación, equivalente químico y, lógicamente, los conocimientos básicos de la matemática. Más concretamente, la estequiometría se refiere a los cálculos que tienen lugar a partir de los datos que suministra una reacción química.

7.1 Determinación de la fórmula de un compuesto

La fórmula de un compuesto puede considerarse como *condensada o empírica,* la que sólo indica el número relativo de átomos de cada elemento que se encuentra en la molécula de un compuesto, o como *estructural,* la que indica la distribución espacial de los átomos en la molécula y la forma de la misma.

Para conocer la fórmula empírica es necesario conocer las masas relativas de los elementos en el compuesto.

Ejemplo: El análisis elemental de una sustancia pura, blanca y cristalina dio el siguiente resultado:

carbono, C: 26,7%; hidrógeno, H: 2,24%; oxígeno, O: 71,1%

Determinada la masa molecular en gramos, resultó ser 90,0 g. Determinar la fórmula empírica y la fórmula molecular.

Si se toma una muestra de 100,0 g de la sustancia se puede afirmar que contienen:

C: 26,7 g; H: 2,24 g y O: 71,1 g

Para obtener el número de átomos-gramo de cada elemento, se divide cada masa obtenida entre su masa atómica:

$$C: \frac{26,7 \text{ g}}{12 \text{ g/at-g}} = 2,22 \text{ átomos} - \text{g}$$

$$H: \frac{2,24 \text{ g}}{1,01 \text{ g/at-g}} = 2,23 \text{ átomos} - \text{g}$$

$$O: \frac{71,1 \text{ g}}{16,0 \text{ g/at-g}} = 4,44 \text{ átomos} - \text{g}$$

Si se dividen todas las cantidades por la menor, se obtiene el número relativo de átomos-gramo presentes.

$$C: \frac{2,22}{2,22} = 1 \qquad H: \frac{2,23}{2,22} = 1 \qquad O: \frac{4,44}{2,22} = 2$$

Este resultado indica la fórmula empírica: CHO_2, cuya masa molecular es:

$$12 + 1 + 32 = 45 \text{ g}$$

Si la masa molecular en gramos, obtenida experimentalmente, se divide entre la masa calculada para la fórmula empírica se tiene:

$$\frac{90,0 \text{ g/fórmula molecular}}{45,0 \text{ g/formula empírica}} = \frac{2 \text{ fórmulas empíricas}}{\text{fórmula molecular}}$$

La fórmula molecular será:

$$(CHO_2)_2 = C_2H_2O_4$$

Por investigaciones posteriores se ha podido determinar la fórmula estructural de este compuesto que resulta ser el ácido etanodioico o ácido oxálico

En ocasiones, para determinar la fórmula molecular de un compuesto, se encuentran fórmulas que corresponden a dos o más compuestos, como es el caso de la fórmula molecular C_2H_6O, que corresponde al alcohol etílico o etanol y también corresponde al éter etílico. Para saber a cuál de los dos compuestos corresponde realmente, es necesario determinar la fórmula estructural. En el presente caso se encuentra que la fórmula del alcohol es CH_3 CH_2OH y la del éter es CH_3-O-CH_3.

Los compuestos que tienen la misma fórmula molecular pero diferente fórmula estructural se llaman *isómeros estructurales.*

Para determinar la fórmula estructural de un compuesto, se emplean métodos de naturaleza física, basados en la interacción entre las moléculas y ciertas frecuencias del espectro lumínico. Por ello se denomina *análisis espectral o espectroscopia.*

7.2 Leyes de la combinación química

Hoy se conocen perfectamente los principios o leyes naturales que gobiernan las reacciones químicas. Desde antes de que Johm Dalton propu-

siera su teoría atómica, ya se habían propuesto algunas leyes que actualmente son válidas.

Ya se sabe que *en toda reacción la masa permanece constante*, o sea, que la masa total de las sustancias que reaccionan es igual a la masa total de las sustancias producidas. Esta ley se conoce como *ley de Lavoisier*.

En 1799, J.L. Proust, propuso la *ley de las proporciones constantes o de la composición definida*, que afirma: *Un compuesto químico está formado por la combinación de las masas de sustancias elementales en una proporción fija.* Así la molécula de HF(ácido fluorhídrico), se forma por la combinación de ½ molécula de H_2 y ½ molécula de F_2; en términos de moles, 1 mol de HF se forma siempre por la combinación exacta de ½ mol de H_2 y ½ de F_2, o 1 mol de H_2 se combina con 1 mol de F_2 para formar 2 moles de HF, o ⅕ mol de H_2 se combina exactamente con ⅕ de mol de F_2 para formar ⅖ de mol de HF.

Si se mezclan $^1/_{10}$ de mol de H_2 y $^9/_{10}$ de mol de F_2, sólo $^1/_{10}$ de mol de F_2 reaccionará y se formará $2 \times {}^1/_{10} = {}^1/_5$ de mol de HF y sobrará $^8/_{10}$ ó $^4/_5$ de mol de F_2. La reacción estuvo limitada por la cantidad de H_2 presente y por ello el hidrógeno se denomina reactivo límite.

Una tercera ley, conocida como *ley de las proporciones múltiples* y desarrollada por Dalton, establece que un conjunto específico de elementos puede combinarse para formar dos o más compuestos diferentes de tal modo que las razones de las masas respectivas de los elementos son números enteros.

Ejemplo: El hidrógeno y el oxígeno se unen para formar dos compuestos H_2O y H_2O_2. En el primer caso 2 g de hidrógeno se unen con 16 g de O_2 y en el segundo caso, 2 g de hidrógeno, se unen con 32 g de oxígeno.

7.3 Cálculos basados en las reacciones químicas

Teniendo en cuenta las leyes anteriormente anotadas y conociendo la ecuación de una reacción debidamente balanceada, se puede efectuar una serie de cálculos que se pueden resumir así:

1. *Relaciones peso – peso:* Sea la reacción

$$4NH_3 + 3O_2 \longrightarrow 2N_2 + 6H_2O$$

se desea saber cuántos g de agua se pueden obtener a partir de un peso conocido de amoniaco (34 g).

(*a*)

$$34 \text{ g de amoniaco} = \frac{34 \text{ g}}{17 \text{ g/mol}} = 2 \text{ moles}$$

(*b*) Debe buscarse la razón de conversión de amoniaco a agua, que, como se ve en la ecuación, está dada en moles.

$$\frac{\text{número de moles de agua}}{2 \text{ moles de amoniaco}} = \frac{6 \text{ moles de agua}}{4 \text{ moles de amoniaco}} = 3 \text{ moles de agua}$$

(*c*) $3 \text{ moles de auga} = 3 \text{ moles} \times 18 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 54 \text{ g}$

El caso contrario al problema anterior sería: ¿Qué cantidad de amoniaco sería necesario oxidar para obtener 42 g de nitrógeno?

(*a*) $42 \text{ g de } N_2 = \dfrac{42 \text{ g}}{28 \text{ g mol}} = 1{,}5 \text{ moles}$

(*b*) $\dfrac{\text{número de moles de } NH_3}{1{,}5 \text{ moles de } N_2} = \dfrac{4 \text{ moles de } NH_3}{2 \text{ moles de } N_2} = 3 \text{ moles de } NH_3$

(*c*) $3 \text{ moles de } NH_3 = 3 \text{ moles} \times 17 \dfrac{\text{g}}{\text{mol}} = 51 \text{ g}$

Se puede resumir que cuando se trata de cálculos que impliquen relaciones peso-peso, el proceso es sencillo y consta de los pasos siguientes:

(*a*) Se busca el número de moles de la sustancia dada.
(*b*) Se encuentra la razón de conversión.

$$\frac{\text{moles de sustancia buscada}}{\text{moles de sustancia dada}} = \frac{\text{coeficiente de la ecuación}}{\text{coeficiente de la ecuación}}$$

$$\frac{\text{para sustancia buscada}}{\text{para sustancia dada}}$$

O sea: $\dfrac{\text{coeficiente de la ecuación para sustancia buscada}}{\text{coeficiente de la ecuación para sustancia dada}} = \text{razón de}$

conversión

(*c*) Se calcula el número de moles de sustancia buscada multiplicando moles de sustancia dada por razón de conversión. Moles de sustancia dada por razón de conversión = moles de sustancia buscada.
(*d*) Conversión de moles de sustancia buscada a las unidades convenidas, g, kg, litros, etc.

Cuando se trata de gases debe recordarse que en condiciones normales de temperatura y presión, el mol de cualquier gas ocupa un volumen de 22,4 litros.

Sea la misma ecuación que se viene estudiando. Se desea obtener 5,6 litros de nitrógeno. ¿Qué volumen de amoniaco hay que oxidar en condiciones normales?

(*a*) Moles de sustancia buscada

$$\frac{5{,}6 \text{ litros}}{22{,}4 \frac{\text{litros}}{\text{mol}}} = 0{,}25 \text{ moles}$$

(*b*) Razón de conversión

$$\frac{\text{coeficiente en la ecuación para sustancia buscada}}{\text{coeficiente en la ecuación para sustancia dada}} = \frac{4 \text{ moles de } NH_3}{2 \text{ moles de } N_2} =$$

$= 2$ moles NH_3

(*c*) Moles de sustancia buscada

0,25 moles de N_2 X 2 (razón de conversión) = 0,50 moles de NH_3

(*d*) Hallar volumen de NH_3

$$0{,}5 \text{ mol } NH_3 \times 22{,}4 \frac{\text{litros}}{\text{mol}} = 11{,}10 \text{ litros}$$

Si se quiere conocer el peso de la sustancia buscada, basta emplear el peso molecular del NH_3, así:

$$0{,}5 \text{ moles } NH_3 \times 17 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 8{,}5 \text{ g}$$

Se acostumbra reunir todos los pasos estudiados anteriormente en un solo proceso para ahorrar tiempo así:

Cantidad de sustancia buscada =

$$\frac{\text{g de sustancia buscada}}{\frac{\text{g}}{\text{mol}} \text{ sustancia dada}} \times \frac{\text{coeficiente sustancia buscada}}{\text{coeficiente sustancia dada}} \times \text{peso mol } \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Ejemplo: ¿Qué peso de ácido nítrico se forma a partir de 17,0 g de $NaNO_3$ cuando se trata con ácido sulfúrico?

La ecuación para la reacción es:

$$NaNO_{3(s)} + H_2SO_{(l)} \longrightarrow NaHSO_{4(s)} + HNO_{3(l)}$$

Peso molecular del $NaHSO_4$ = 85 g/mol

Peso molecular del NHO_3 = 63 g/mol

Peso de ácido nítrico:

$$\frac{17 \text{ g } NaNO_3}{85 \frac{\text{g}}{\text{mol}} NaNO_3} \times \frac{1 \text{ mol } HNO_3}{1 \text{ mol } NaNO_3} \times \frac{63 \text{ g } HNO_3}{\text{mol } HNO_3} = 12{,}6 \text{ g } HNO_3$$

8. EL CALOR EN LAS REACCIONES QUIMICAS

Cuando ocurre un cambio químico hay intercambio de energía, debido a que siempre hay ruptura y formación de enlaces y se sabe que todo enlace implica una determinada cantidad de energía.

Si al efectuarse el cambio de unas sustancias en otras hay desprendimiento de calor, se tiene una reacción exotérmica y si el cambio absorbe calor, se tiene una reacción endotérmica. Este calor se denomina *calor de reacción.*

Cuando el nitrógeno reacciona con el hidrógeno para formar el amoniaco hay desprendimiento de calor, según la reacción.

$$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \longrightarrow 2\, NH_{3(g)} + 21 \text{ Kcal}$$

Si las masas molares reaccionan en proporción igual a la tercera parte, la energía se reducirá a la tercera parte.

$$\frac{1}{3} N_{2(g)} + H_{2(g)} \longrightarrow \frac{2}{3} NH_{3(g)} + 7 \text{ Kcal}$$

Lo anterior indica que *el calor de reacción es una función del número de moléculas que reaccionan.*

¿De dónde proviene el calor que se desprende o a dónde va el calor que se absorbe en una reacción?

Ya se sabe que cada enlace químico conlleva una cierta cantidad de energía denominada *energía de enlace.* El calor de todos los enlaces de una molécula constituyen el contenido calórico de una molécula. De tal modo, en toda reacción partimos de los contenidos calóricos de las moléculas que entran en la reacción y llegamos a un contenido calórico de las moléculas que se producen o productos. El efecto calórico de una reacción es una medida de la diferencia entre el contenido calórico de los productos y el de los reactivos. Si hay más energía almacenada en los reactivos que en los productos, se liberará calor durante la reacción. Inversamente, se absorberá calor si hay más energía almacenada en los productos que en los reactivos.

El contenido calórico se representa por el símbolo H y el cambio de contenido calórico por el símbolo ΔH. El ΔH para una reacción se presenta por la siguiente igualdad:

ΔH = (contenido calórico de los productos) – (contenido de los reactivos)

Así en la reacción

$$CO_{(g)} + \frac{1}{2} O_{2\,(g)} \longrightarrow CO_{2\,(g)}$$

$$\Delta H = (HCO_2) - (HCO + H_{\frac{1}{2}}O_2) = HCO_2 - HCO - H\,\frac{1}{2}O_2$$

Debido a que la reacción desprende calor, el contenido calórico de los productos es más bajo y el ΔH es negativo, $CO_{(g)} + ½O_{2\,(g)} \longrightarrow CO_{2\,(g)}$ $\Delta H = -67{,}6$ Kcal.

8.1 Ley de Hess

En 1840 H. Hess enunció la *ley de la suma de calores constantes.* Esta ley de Hess afirma que la suma algebraica de todos los calores desprendidos o absorbidos en una reacción es independiente de las reacciones intermedias.

Ejemplo: En la siguiente serie de reacciones de oxidación, determinar la diferencia de contenido calórico entre el NO_2 como producto y N_2 y NO como reactivo.

$$\frac{1}{2} N_{2\,(g)} + \frac{1}{2} O_{2\,(g)} \longrightarrow NO_{(g)} \quad \Delta H = +21{,}6 \text{ Kcal}$$

$$\frac{1}{2} N_{2\,(g)} + O_{2\,(g)} \longrightarrow NO_{2\,(g)} \quad \Delta H = +8{,}1 \text{ Kcal}$$

Se invierte la primera ecuación para que NO aparezca como reactivo. Al invertir el sentido de la ecuación, la reacción pasa de endotérmica a exotérmica y el signo algebraico del ΔH, debe cambiar de positivo a negativo.

$$NO_{(g)} \longrightarrow \frac{1}{2} N_{2\,(g)} + \frac{1}{2} O_{2\,(g)} \quad \Delta H = -21{,}6 \text{ Kcal}$$

Sumando ahora las dos ecuaciones se tiene:

$$NO_{(g)} \longrightarrow \frac{1}{2} N_{2\,(g)} + \frac{1}{2} O_{2\,(g)} \quad \Delta H = -21{,}6 \text{ Kcal}$$

$$\frac{1}{2} N_{2\,(g)} + O_{2\,(g)} \longrightarrow NO_{2\,(g)} \quad \Delta H = 8{,}1 \text{ Kcal}$$

$$NO_{(g)} + \frac{1}{2} N_{2\,(g)} + O_{2\,(g)} \longrightarrow \frac{1}{2} N_{2\,(g)} + \frac{1}{2} O_2 + NO_{2\,(g)} \quad \Delta H = -21{,}6 + 8{,}1$$

$$NO_{(g)} + \frac{1}{2} O_{2\,(g)} \longrightarrow NO_{2\,(g)} \quad \Delta H = -13{,}5 \text{ Kcal}$$

Al aplicar la ley de Hess debe tenerse en cuenta que:

1. Las ecuaciones químicas pueden sumarse algebraicamente.
2. Los calores de reacción pueden sumarse algebraicamente.
3. Si la ecuación química se multiplica por un factor, su calor de reacción o su ΔH debe multiplicarse por el mismo factor.
4. Un ΔH positivo indica una reacción endotérmica.
5. Un ΔH negativo indica una reacción exotérmica.

Experimentalmente, se ha determinado el calor de reacción de un buen número de reacciones, de las cuales se incluyen algunas en la tabla siguiente:

Tabla 7

Calores de reacción entre elementos $t = 25°C$ $p = 1$ atm

Elementos Reaccionante	Compuesto Fórmula	Compuesto Nombre	Calor de reacción Kcal/mol
$H_{2\,(g)} + \frac{1}{2} O_{2\,(g)} \longrightarrow$	$H_2O_{(g)}$	vapor de agua	–57,8
$H_{2\,(g)} + \frac{1}{2} O_{2\,(g)} \longrightarrow$	$H_2O_{(l)}$	agua	–68,3
$\frac{1}{8} S_{8\,(s)} + O_{2\,(g)} \longrightarrow$	$SO_{2\,(g)}$	dióxido de azufre	–71,0
$H_{2(g)} + \frac{1}{8} S_{8(s)} + 2O_{2\,(g)} \longrightarrow$	$H_2SO_{4\,(l)}$	ácido sulfúrico	–194
$\frac{1}{2} N_{2\,(g)} + \frac{1}{2} O_{2\,(g)} \longrightarrow$	$NO_{(g)}$	óxido nítrico	+21,6

Calores de reacción entre elementos $t = 25°C$ p = 1 atm			
Elementos Reaccionante	Compuesto Fórmula	Nombre	Calor de reacción Kcal/mol
$\frac{1}{2} N_{2(g)} + \frac{1}{2} O_{2(g)} \longrightarrow$	$NO_{2(g)}$	dióxido de nitrógeno	+ 8,1
$\frac{1}{2} N_{2(g)} + \frac{3}{2} H_{2(g)} \longrightarrow$	$NH_{3(g)}$	amoniaco	−11,0
$C_{(s)} + \frac{1}{2} O_{2(g)} \longrightarrow$	$CO_{(g)}$	monóxido de carbono	−26,4
$C_{(s)} + O_{2(g)} \longrightarrow$	$CO_{2(g)}$	dióxido de carbono	−94,0
$C_{(s)} + 2H_{2(g)} \longrightarrow$	$CH_{4(g)}$	metano	−17,9
$2 C_{(s)} + 3H_{2(g)} \longrightarrow$	$C_2H_{6(g)}$	etano	−20,2
$3C_{(s)} + 4H_{2(g)} \longrightarrow$	$C_3H_{8(g)}$	propano	−24,8
$\frac{1}{2} H_{2(g)} + \frac{1}{2} I_{2(s)} \longrightarrow$	$HI_{(g)}$	yoduro de hidrógeno	+ 6,2
$\frac{1}{2} H_{2(g)} + \frac{1}{2} I_{2(g)} \longrightarrow$	$HI_{(s)}$	yoduro de hidrógeno	−1,2

A partir de esta información es posible hallar el calor de reacción de otras reacciones, tal como se vio en el ejemplo anterior.

9. VELOCIDAD DE LAS REACCIONES QUIMICAS

¿Qué tan rápido ocurre una reacción química?
¿Se puede determinar la velocidad de reacción?
¿Qué características de la reacción es posible deducir del análisis de la desaparición de un reaccionante o la formación de un producto?

Las anteriores son algunas de las preguntas que más interesa responder al estudioso de la química.

Algunas reacciones ocurren en fracciones de segundo. Al paso que otras ocurren en horas, días y aun muchos años. Diariamente ocurren reacciones cuya velocidad se encuentra entre estos extremos.

Denomínase velocidad de reacción a *la relación existente entre la cantidad de reaccionante consumido o producto formado y el tiempo trascurrido.* Generalmente, la cantidad de sustancias se mide en moles por litros. En forma sencilla se puede expresar esta reacción así:

$$\text{velocidad} = \frac{\text{sustancia consumida o formada (moles/litros)}}{\text{tiempo trascurrido}}$$

¿De qué depende la velocidad de una reacción?

Experimentalmente, se ha podido comprobar que la velocidad de una reacción depende de cuatro factores fundamentales:

1. La naturaleza de los reaccionantes.
2. La concentración de los reaccionantes.
3. La temperatura.
4. La presencia de campos eléctricos o sustancias catalizadoras.

El principal factor es el que tiene relación con la concentración en que entran los reaccionantes.

En 1864, M. Guldberg y P. Waage, pudieron establecer que la velocidad de una reacción depende de la concentración de los reaccionantes. Esta conclusión se conoce con el nombre de *ley de acción de masas.* Esta ley se puede enunciar sencillamente diciendo: *La velocidad de una reacción química es directamente proporcional a las masas activas de las sustancias reaccionantes.* La masa activa de una sustancia está dada por el número de moles presentes en la unidad de volumen.

Para la reacción

$$N_2O_{5(g)} \longrightarrow N_2O_{4(g)} + \frac{1}{2} O_{2(g)}$$

La velocidad es proporcional [concentración (moles/litro) de N_2O_5] ó $V \sim [N_2O_5]$, el corchete se emplea para indicar concentración en moles por litro.

Para cada reacción en determinadas condiciones de temperatura y presión, la proporcionalidad se convierte en igualdad gracias a la introducción de la constante de reacción que se determina matemáticamente y que indica la constancia de factores distintos a las concentraciones. Así, para la reacción anterior:

$$V = K\ [N_2O_5]$$

Ejemplo: En el laboratorio, a 325°K, se ha determinado la constante de reacción para la descomposición del N_2O_5, resultando ser: 5×10^{-4} seg^{-1}.

Calcular el número de moles que se descomponen en un segundo, si la concentración inicial de N_2O_5 era de $6{,}5 \times 10^{-4}$ moles/litro.

$$V = K\ [N_5O_5]$$

$$V = 5 \times 10^{-4}\ \frac{1}{\text{seg}} \times 6{,}5 \times 10^{-4} \text{ moles/litro}$$

$$V = 3{,}25 \times 10^{-7} \text{ moles/litros-seg}$$

Generalizando, para la reacción: $A + nB \longrightarrow mC + pD$

La expresión de la velocidad será: $V = K\ [A]^x [B]^y$, donde x, y son cantidades experimentales que expresan el orden de la reacción.

9.1 Orden de reacción

A todas las reacciones químicas no se les puede tratar como a la trasformación del N_2O_5. Experimentalmente se ha podido estudiar un gran número de reacciones y se observa que el número de moléculas o de átomos que intervienen en una reacción hacen que la concentración intervenga de modo diferente. Según esto, no se puede establecer una expresión única para la velocidad de las reacciones y éstas se han agrupado de acuerdo con la suma de los exponentes de las concentraciones de los reaccionantes en el proceso, lo cual se conoce con el nombre de *orden de reacción.*

Así existen reacciones de primero, segundo, tercero y cero orden. El exponente al cual debe elevarse la concentración de un reaccionante específico, se llama orden de reacción de ese reaccionante. El orden de reacción debe determinarse experimentalmente.

En general, puede afirmarse que una reacción puede ocurrir más rápidamente si la posibilidad de que las moléculas reaccionantes choque, es alta. Al aumentar el número de moléculas en la unidad de volumen (concentración), esa posibilidad se logra.

Es importante tener en cuenta que aunque la mayoría de las veces el coeficiente de las sustancias en la reacción aparece como potencia de la concentración en la expresión de velocidad, esto no siempre es así. Recuérdese que la expresión de velocidad de una reacción solo puede determinarse experimentalmente.

9.2 Influencia de la temperatura en la velocidad de reacción

Todo proceso químico ocurre más rápidamente a medida que aumenta la temperatura. El movimiento de las moléculas aumenta, al aumentar la temperatura y éstas pueden chocar más rápidamente con el consiguiente aumento de la velocidad de la reacción. En forma muy aproximada, se afirma que una reacción puede duplicar su velocidad por cada 10°C de

aumento en la temperatura del sistema. Esto para destacar la importancia de la temperatura en las reacciones químicas.

9.3 Influencia de la presencia de especies extrañas a la naturaleza de los reaccionantes

Una reacción puede ocurrir más rápidamente si las especies reaccionantes están disueltas en agua que si lo están en benceno o viceversa; la razón de ello es que las moléculas polares del agua pueden tener un efecto acelerador en ciertos casos, por ejemplo: en la liberación de iones de las sustancias cristalinas.

Por otro lado, existen sustancias, cuya presencia acelera o retarda la velocidad de las reacciones, sin actuar como reactivos, es decir, que al final del proceso permanecen intactos. Así, por ejemplo, el cinc en solución de ácido sulfúrico a temperatura ambiente libera poco hidrógeno (lo cual se observa en el poco número de burbujas). Si se introduce en el medio de reacción un alambre de platino que entre en contacto con el cinc, se nota inmediatamente el aumento del número de burbujas y, sin embargo, el alambre de platino permanece intacto al paso que el cinc y el ácido sulfúrico se consumen.

Las sustancias que, como el platino, modifican la velocidad de las reacciones, se denominan *catalizadores.*

En la industria se emplean muchos catalizadores para acelerar o para retardar los procesos de producción. Igualmente, en los procesos biológicos abundan los catalizadores, los cuales se conocen con el nombre de *enzimas.*

9.4 Influencia de la naturaleza de los reaccionantes

La naturaleza de los enlaces en las moléculas, ya se sabe, determinan muchas de las propiedades de las sustancias. Así algunos enlaces son más débiles que otros, en determinadas condiciones; ejemplo: el medio ácido o básico influye en la velocidad de la reacción. En otras circunstancias, la velocidad de la reacción varía de acuerdo con el hecho de que se efectúen o no redistribuciones de enlaces. Así son más rápidas las reacciones en las cuales no ocurre redistribución de enlaces y son más lentas las reacciones en las cuales hay ruptura de enlaces.

9.5 Mecanismo de una reacción química

La secuencia de etapas intermedias durante una reacción se conoce con el nombre de *mecanismo de la reacción.* Una de las etapas intermedias sería el determinante de la velocidad de la reacción y, como es de esperarse, sería aquel paso más lento.

El mecanismo de una reacción sólo se conoce experimentalmente. No es posible pues, deducirlo de la ecuación neta de la reacción.

10. EQUILIBRIO QUIMICO

Las reacciones químicas denominadas reversibles, y casi todas lo son en mayor o menor grado, no llegan a completarse totalmente. Cuando se alcanza finalmente un estado de equilibrio, están ocurriendo simultáneamente dos cambios en sentidos opuestos, pero con la misma velocidad, es decir, que la conversión de reactivos en productos y la conversión de productos en reactivos, se desarrollan simultáneamente en igual velocidad.

Al estudiar la velocidad de reacción queda claro que la velocidad con que tienen lugar las reacciones es proporcional a las concentraciones molares de las sustancias reaccionantes.

La expresión general se tiene cuando *n* moléculas de *A* reaccionan con *m* moléculas de *B* para formar *p* moléculas de *C* y *q* moléculas de *D*.

$$nA + mB \rightleftharpoons pC + qD$$

$$\frac{[C]^p\ [D]^q}{[A]^n\ [B]^m} = K_e$$

Ejemplos:

1. Si 2 moles de acetato de etilo ($CH_3COOC_2H_5$) y 2 moles de hidróxido de sodio, se dejan reaccionar a 25°C, al alcanzar el equilibrio se habrán formado 1,8 moles de etanol (C_2H_5OH) y 1,8 moles de acetato de sodio (CH_3COONa), calcular el valor de K_e (constante de equilibrio).

(*a*) Reacción:	$CH_2COOC_2H_5$	+ NaOH ⇋	CH_3COONa	+ C_2H_5OH
(*b*) Al iniciar la reacción	2 moles	2 moles	0 moles	0 moles
(*c*) En equilibrio	2—1,8 moles	2—1,8 moles	1,8 moles	1,8 moles

$$K_e = \frac{[CH_3COONa]\ [C_2H_5OH]}{[CH_3COOC_2H_5]\ [NaOH]} = \frac{1,8 \times 1,8}{0,2 \times 0,2} = 81$$

2. A cierta temperatura el valor de la constante de equilibrio para la síntesis del ácido yodhídrico HI, es 49. Si en una vasija de 2 litros se disponen 3 moles de HI, hallar las concentraciones en el equilibrio.

(*a*) Reacción	$H_{2(g)}$	+ $I_{2(g)}$	⇌ 2HI
(*b*) Al iniciar la reacción	0 moles	0 moles	3 moles
(*c*) En equilibrio	$X/2$ moles	$X/2$ moles	$3 - X$ moles

$$K_e = \frac{[HI]^2}{[H_2]\ [I_2]} = \frac{(3-X)^2}{\frac{X}{2} \times \frac{X}{2}} = 49$$

$$49 = \frac{4(3-X)2}{X}$$

$$7 = \frac{2(3-X)}{X}$$

$$7X = 6 - 2X \therefore 7X + 2X = 6 \therefore 9X = 6 \therefore X = \frac{6}{9} \therefore X = 0,66$$

$\frac{\text{moles}}{\text{litro}}$ de HI

$[H_2] = [I_2] = 0,66 = 0,33$ moles/litro de H_2 e I_2

En la tabla 8, se incluyen algunas de las constantes de equilibrio para aquellas reacciones de mayor empleo en el estudio de la química:

Tabla 8

Reacción	Expresión de la ley de equilibrio
$H_2O \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$	$K = [H^+]\ [OH] = 1,0 \times 10^{-4}$ a 25°C
$2HI_{(g)} \rightleftharpoons H_{2(g)} + I_{2(g)}$	$K = \frac{[H_2]\ [I_2]}{[HI]^2} = 1,8 \times 10^{-2}$ a 433°C
$CH_3-COOH \rightleftharpoons CH_3COO^-_{(aq)} + H^+_{(aq)}$	$K = \frac{[CH_3COO^-]\ [H^+]}{[CH_3COOH]} = 1,8 \times 10^{-5}$ a 20°C
$N_2O_{4(g)} \rightleftharpoons 2NO_{2(g)}$	$K = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} = 1,0 \times 10^{-2}$ a 40°C
$Ag(NH_3)_2^+ \rightleftharpoons Ag^+ + 2NH_3$	$K = \frac{[Ag^+]\ [NH_3]^2}{[Ag(NH_3)_2^+]} = 6,8 \times 10^{-4}$
$HCN \rightleftharpoons H^+ + CN^-$	$K = \frac{[H^+]\ [CN^-]}{[HCN]} = 7,2 \times 10^{-10}$
$H_2CrO_4 \rightleftharpoons H^+ + HCrO_4$	$K = \frac{[H^+]\ [HCrO_4]}{[H_2CrO_4]} = 2,0 \times 10^{-11}$

Obsérvese que algunas de las reacciones presentadas en la tabla No. 8 dan, como producto, sustancias con carga eléctrica, es decir, especies iónicas. A estas reacciones se les denomina *iónicas* y serán de gran importancia en tratamientos posteriores.

10.1 Factores que afectan el equilibrio químico

Principio de Le Chatelier: La ley del equilibrio químico es una expresión que indica el efecto cuantitativo de la concentración sobre el equilibrio químico. Esta ley puede considerarse como un caso especial de una ley más general, conocida como *principio de Le Chatelier.* Este principio afirma que cuando un sistema en equilibrio se somete a un cambio, el equilibrio se desplazará en el sentido que neutralice dicho cambio.

De acuerdo con esto, un cambio en cualquiera de los factores que intervienen en una reacción, tales como la temperatura, la presión y la concentración, provocará un desplazamiento del equilibrio de tal modo que se neutraliza el efecto del cambio.

En la reacción

$$C_2H_5OH + CH_3COOH \rightleftharpoons CH_3COOC_2H_5 + H_2O$$

cuando se establece el equilibrio no hay modificación en las concentraciones de reactivos o productos. Si se aumenta la cantidad de CH_3COOH, habrá mayor número de moléculas de este ácido que pueden reaccionar con el alcohol etílico C_2H_5OH que aún existe; esto provoca un desplazamiento del equilibrio en el sentido de producir más acetato del etilo $CH_3COOC_2H_5$ y, por consiguiente, más agua. En cambio, si en equilibrio se agrega acetato, el equilibrio se desplaza produciendo más alcohol y más ácido.

Ejemplo: ¿Cuántos moles de acetato de etilo se formarán cuando se dejan reaccionar 3 moles de etanol con 1 mol de ácido acético hasta alcanzar el equilibrio? La constante de equilibrio para esta reacción es 4.

(*a*) Reacción $\quad C_2H_5OH + CH_3COOC_2H_5 \rightleftharpoons CH_3COOC_2H_5 + H_2O$

(*b*) Concentraciones iniciales $\quad$ 3 moles $\quad$ 1 mol $\quad$ 0 $\quad$ 0

(*c*) Concentraciones en equilibrio. Si se denomina X la cantidad de moles de acetato de etilo formado, tendremos la misma cantidad de moles de agua formados y las concentraciones iniciales de etanol y ácido acético habrán disminuido en una cantidad X. Las concentraciones en equilibrio son:

$$[C_2H_5OH] = 3 - X \text{ moles/litro}$$

$$[CH_3COOH] = 1 - X \text{ moles/litro}$$

$$[CH_3COOC_2H_5] = [H_2O] = X \text{ moles/litro}$$

Por tanto

$$K_e = \frac{[CH_3COOC_2H_5]\ [H_2O]}{[C_2H_5OH]\ [CH_3COOH]} = 4$$

Ke

$$K_e = \frac{X \qquad X}{(3 - X) + (1 - X)} = 4$$

$$K_e = 3X^2 - 16X + 12 = 0$$

Al resolver la ecuación para X se obtienen los valores $X_1 = 4{,}4$ y $X_2 = 0{,}9$ moles. Lógicamente no se pueden obtener 4,4 moles de acetato de etilo ya que sólo entraron en la reacción 3 moles de etanol. La respuesta correcta será 0,9 moles.

Al efectuar el cálculo para la reacción de un mol de alcohol y un mol de ácido, sólo se obtiene un valor de 0,67 moles de acetato, o sea que al aumentar la concentración de alcohol, el equilibrio se desplaza a la derecha y se obtienen 0,23 moles más de acetato.

Además del efecto de los cambios en la concentración, afectan igualmente el equilibrio, los cambios de temperatura y de presión.

Temperatura: Si se aplica calor a un sistema en equilibrio, el punto de equilibrio se desplaza en la dirección en la cual se absorbe calor.

Presión: A menos que la presión sea excesiva, una variación de la misma no tiene efectos significativos sobre reacciones entre sólidos o líquidos.

10.2 Equilibrio ácido - base

Antes de estudiar los equilibrios que implican ácidos y bases es necesario tener una idea clara de lo que significan los términos *ácido* y *base,* en química.

En términos generales se conoce como ácido aquella sustancia que contiene hidrógeno, que en solución acuosa forma iones H^+, o sea que cede protones y enrojecen el papel de tornasol; en solución conduce la corriente eléctrica. Hoy se consideran como ácidos aquellas sustancias con deficiencia de electrones y que, por consiguiente, pueden captar un par de electrones (electrófilas). Los ácidos que contienen H^+, se clasifican en *monopróticos o monoácidos,* los que sólo poseen un hidrogenión; *dipróticos o diácidos o proliprótícos o poliácidos,* los que poseen en su molécula, dos o más hidrogeniones.

Una base es aquella sustancia que, en solución acuosa, origina iones OH-(oxhidrilo), capta protones, azulea el papel de tornasol y conduce la corriente eléctrica. Hoy se considera como base aquella sustancia con exceso de electrones y, que por consiguiente, puede ceder o compartir un par de electrones (nucleófila). Las bases que contienen iones OH^-, se clasifi-

can en *monobásicas, dibásicas y polibásicas,* según que tengan en la molécula, uno o varios radicales oxhidrilo.

Así serán ácidos HCl, H_2SO_4, H_2CrO_4, HSO_4^-, H_2O, BF_3, CH_3COOH, NH_4^+.

Y serán bases NaOH, $Ca(OH)_2$, H_2O, NH_3, C_2H_5OH, NH_4OH.

10.3 Electrólitos

Se conocen con el nombre de electrólitos aquellas sustancias que, en solución, conducen la corriente eléctrica.

Para que haya conducción de la corriente eléctrica a través de una solución, deben existir cargas libres, es decir, deben existir iones. Las sustancias que se forman por enlaces iónicos liberan sus iones al caer en un disolvente como el agua; otras sustancias no iónicas, reaccionan con el disolvente y producen iones.

Los electrólitos son fuertes cuando sólo existen iones en solución. *Ejemplos:* NaOH, NaCl, H_2SO_4. Los electrólitos son débiles cuando existen a la vez iones y moléculas en solución, *ejemplos:* H_2O, NH_4OH, CH_3COOH, HCN.

La ionización es el fenómeno de producir iones en solución; los electrólitos fuertes se ionizan 100%; los electrólitos débiles presentan diferentes grados de disolución según la fuerza o debilidad de su ionización.

Llámase grado de ionización o de disociación a la fracción del número total de moléculas presentes que están ionizadas. El grado de ionización se representa por el símbolo α. Así, para 1 litro de solución de ácido acético que contenga 0,1 moles (0,1 molar o 0,1 M), cuyo $\alpha = 0{,}0134$, quiere decir que de cada 10.000 moléculas de ácido hay solamente 134 disociadas en iones.

Al disolver un electrólito débil se establece un equilibrio entre las moléculas sin disociar y los iones producidos.

Ejemplo: El hidróxido de amonio se disocia, según la siguiente ecuación en equilibrio.

$$NH_4OH \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$$

De acuerdo con la ley del equilibrio químico, la expresión de K_e, para estas reacciones será:

$$K_e = \frac{[NH_4^+]\,[OH^-]}{[NH_4OH]} = \text{constante de ionización}$$

Cálculo de la concentración iónica en los electrólitos débiles. Puesto que los ácidos y las bases fuertes y un gran número de sales están completamente ionizadas, no existe equilibrio químico en solución y no hay constante de ionización para dichos electrólitos.

Por otra parte, en los electrólitos débiles sí existe equilibrio químico, ya que una buena parte del electrólito aparece como no disociado. La concentración de los iones en una solución de este tipo se puede calcular si se conoce la concentración de la solución y la constante de ionización de electrólito; así, en forma general, para la disociación.

$$HA \rightleftharpoons H^+ + A^-$$

La constante de ionización será:

$$K = \frac{H^+\ A^-}{HA}$$

Ahora $H^+ = A^-$. Si C es la concentración de HA y X la concentración de hidrógeno, se tiene:

$$K = \frac{X^2}{C - X}$$

o también $$X^2 + KX - CK = 0$$

$$X = -K + \frac{\sqrt{K^2 + 4CK}}{2}$$

Casi siempre el valor de X con respecto a C, es muy pequeño y X puede despreciarse, especialmente cuando el valor de K es menor que 10^{-3}, evitando así la ecuación de segundo grado.

$$K = \frac{X^2}{C} \therefore X = \sqrt{CK} \text{ moles/litro}$$

Ejemplo: Calcular la concentración de hidrogeniones en una solución 0,04 M (en un litro de solución hay 0,04 moles) de ácido acético.

$$CH_3COOH \rightleftharpoons H^+ + CH_3COO^-$$

$$0{,}04 - X \qquad X \qquad X$$

$$K = \frac{X\ X}{0{,}04} = 1{,}8 \times 10^{-5} \therefore K = \frac{X^2}{0{,}04} = 1{,}8 \times 10^{-5} \therefore X =$$

$$\sqrt{0{,}04 \times 1{,}8 \times 10^{-5}} = 8{,}49 \times 10^{-4}\ M = [H^+]$$

10.4 Efectos del ion común

Si a una solución de un ácido o de una base débil le agregamos un electrólito fuerte que contenga un ion común con el ácido o con la base débil, la ionización del electrólito débil será frenada, como es de esperarse, de acuerdo con el principio de Le Chatelier. Si a una solución de un ácido débil como el acético, se le agrega acetato de sodio, (sal fuertemente disociable por venir de una base fuerte, el NaOH) habrá un aumento de los iones acetato.

$$CH_3COOH \rightleftharpoons H^+ + CH_3COO^- \quad \textit{proviene del ácido}$$
$$CH_3COO^- \quad \textit{proviene del acetato}$$

La gran concentración de iones acetato hace que estos reaccionen con los iones H^+ para producir más ácido acético no disociado.

10.5 Ionización del agua

El agua, considerada como el disolvente universal por excelencia, a pesar de ser un compuesto covalente, se disocia según la siguiente reacción:

$$H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$$

Según estas reacciones, el agua se comporta como un ácido, ya que cede un protón. Sin embargo, la estructura electrónica de la molécula, hace que se comporte también como una base, captando protones, debido a que puede compartir una pareja de electrones captando un hidrogenión.

$$H_2O + H^+ \rightleftharpoons H_3O^+ \quad \textit{ion hidronio}$$

Así la reacción de disociación del agua puede escribirse:

$$H_2O + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^-$$

La extensión de esta reacción hacia la derecha es muy pequeña pero definida y variable como cualquier equilibrio de ionización, según la temperatura y la presencia de iones comunes.

La expresión de equilibrio para la disociación del agua es:

$$K_e = \frac{[H_3O^+]\ [OH]}{[H_2O]^2}$$

A 25°C la concentración del agua sin disociar es de 1,000 g de H_2O/litro, que equivale a 55,5 moles/litro. Este valor tan grande se considera constante.

$$[H_3O^+]\,[OH^-] = K_e\,[H_2O]^2 \text{ y } [H_3O^+]\,[OH^-] = K_e\,(55,5)^2 = KW$$

$[H_3O^+]\ [OH^-]$, se denomina producto iónico del agua y a 25°C tiene un valor de $1,0 \times 10^{-4}$, o sea:

$$[H_3O^+]\ [OH^-] = 1,0 \times 10^{-14}$$
$$[H_3O^+] = [OH^-] = 1,0 \times 10^{-7}$$

El producto iónico del agua es de suma importancia para el cálculo de las concentraciones de hidrogeniones y oxhidrilos en soluciones acuosas. Aunque estas concentraciones varíen, *KW* será siempre constante.

Ejemplo: En un litro de solución acuosa de HCl que contenga 0,1 mol de ácido clorhídrico (fuerte) la concentración de H^+ (H_3O^+) es igual a 0,1 o sea que la concentración de OH será:

$$0,1 \times [OH^-] = 1,0 \times 10^{-14}$$

$$[OH^-] = \frac{1,0 \times 10^{-14}}{0,1} = 1,0 \times 10^{-13}$$

De igual modo una solución que contenga 0,01 moles de NaOH por litro de solución (0,01 M) y conociendo que esta base es un electrólito fuerte, tendrá una concentración de $OH^- = 0,01$ y la concentración de H^+ será:

$$[H_3O^+] \times 0,01 = 1,0 \times 10^{-14}$$

$$[H_3O^+] = \frac{1,0 \times 10^{-14}}{0,01} = 1,0 \times 10^{-12}$$

Esta variación de las concentraciones de H^+ y OH^- en soluciones acuosas, según el soluto presente, permite introducir un concepto de gran significado en todos los procesos químicos.*

Este concepto es *el potencial de hidrógeno o pH de las disoluciones.*

Una solución en que $[H^+] = [OH^-] = 1,0 \times 10^{-7}$, se considera neutra y es desde este punto donde se parte para diferenciar ácidos y bases, Cuando $[H^+]$ es mayor que 10^{-7} se considera que la solución es *ácida* y cuando es la $[OH^-]$ la que está por encima de 10^{-7} entonces se tiene una solución *básica.*

En 1909 Sorensen introdujo el concepto de *pH* para expresar la acidez de una solución. El *pH* se define matemáticamente así:

$$pH = \log \frac{1}{[H^+]} \quad \text{ó} \quad pH = -\log\,[H^+]$$

El *pH* o potencial de hidrógeno, es el logaritmo del inverso de la concentración de hidrogeniones.

* Este concepto se aplica para soluciones cuya concentración sea menor que 10 M.

Ejemplos:

1. Se tiene una solución en que la concentración de hidrogeniones es $2{,}0 \times 10^{-9}$ calcular el *pH.*
   El método más sencillo es tomar el exponente de 10, y cambiarle el signo; luego tomar el número base y sacarle el logaritmo; el logaritmo de 2 es 0,3; luego restar el logaritmo del exponente con el signo cambiado o sea $9{,}0 - 0{,}3 = 8{,}7$ que es el *pH* de la solución.
   Para calcular la concentración de hidrogeniones a partir del *pH*, el caso es inverso.
2. Se tiene una solución cuyo *pH* es de 6,8. Hallar la concentración de hidrogeniones.

$$pH = 6{,}8 = -\log [H_3O]; 6{,}8 = 7{,}0 - 0{,}2$$

$$[H_3O^+] = \text{antilog } 0{,}2 \times 10^{-7}$$

$$[H_3O^+] = 1{,}6 \times 10^{-7}$$

Cuando se conoce la concentración de OH^-, se puede pasar a concentración de H^+ y hallar luego el *pH* o proceder a buscar el *pOH* de igual modo que se busca *pH,* es decir:

$$pOH = \log \frac{1}{[OH^-]} \text{ ó } pOH = -\log [OH^-]$$

Del producto iónico del agua se deduce que una concentración de hidrogeniones $= 10^{-14}$ equivale a un $pH = 14$; si la concentración de $OH^- = 10^{-14}$, se tiene un $pOH = 14$ o sea que para el agua neutra $pH + pOH = 14$.

$$\therefore pH = 14 - pOH \text{ ó } pOH: \ 14 - pH$$

Una solución de $pH = 0$ posee el máximo de acidez y el mínimo de basicidad; y una solución de $pH = 14$ tiene el mínimo de acidez y el máximo de basicidad.

La escala de *pH* va pues de 0 a 14.

La determinación del *pH* es una característica que diariamente se emplea en los laboratorios químicos, clínicos y en los hospitales.

10.6 Neutralización

Cuando un ácido fuerte reacciona con una base fuerte, el ion H_3O^+ reacciona con el ion OH^- para formar agua.

$$H_3O^+ + OH^- \rightleftharpoons 2\,H_2O$$

Esta reacción se conoce con el nombre de *neutralización.*

Así, si se tiene un litro de solución de HCl que contiene 0,1 mol del ácido y por consiguiente, $[H_3O^+] = 10^{-1}$ y se le agrega, poco a poco, solución de NaOH de igual concentración, a medida que aumente el volumen de solución de NaOH los iones H_3O^+ irán reaccionando con los iones OH^- para formar H_2O. La concentración de H_3O^+ irá disminuyendo hasta que la solución sea neutra, es decir, hasta que la concentración de hidrogeniones tenga un valor de 10^{-7}. Esta operación se conoce con los nombres de *titulación* o *valoración*, y para saber cuando se ha llegado al punto neutro, se emplean sustancias que cambian el color en determinado *pH*. Estas sustancias se llaman *indicadores.*

Ejemplo: La fenolftaleína, se emplea para valorar ácidos fuertes con bases fuertes y cambia de incoloro a rojo cuando el carácter de la solución pasa de ácido a ser ligeramente básico. En ese momento se deja de agregar base.

La *valoración* o *titulación* se emplea, generalmente, para determinar la concentración de una solución ácida o básica, a partir de otra solución de concentración conocida.

Ejemplo: ¿Cuál es el *pH* de una solución 0,1 M de NH_3?

$$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$$

$$0{,}1 - X \qquad X \qquad X$$

$$\frac{X^2}{0{,}1} = 1{,}8 \times 10^{-5} \therefore X^2 = 1{,}8 \times 10^{-6}$$

$$\log X^2 = 0{,}26 - 6 = -5{,}74$$

$$\log X = -\frac{5{,}74}{2} = -2{,}87$$

$$pH = 14 - 2{,}87 = 11{,}13$$

10.7 Soluciones reguladoras o amortiguadoras

Tanto en las operaciones de laboratorio como en el funcionamiento de los seres vivos, se requiere, muchas veces, que el *pH* no varíe. Para ello existen en la naturaleza y se pueden preparar en el laboratorio unas *soluciones* llamadas *reguladoras* o *amortiguadoras*. Una solución reguladora está formada por un ácido débil y su sal, o de una base débil y su sal.

La acción de la solución reguladora depende del equilibrio de las moléculas de un electrólito débil y sus iones. Un aumento en la concentración de uno de los iones produce un descenso momentáneo del otro ion. Sin embargo, los dos iones se combinan para formar el electrólito indisociado con lo cual las concentraciones originales de los iones no varían mucho.

Considérese el siguiente *ejemplo:* Con un litro de solución que contiene 0,5 moles de ácido acético y 0,5 moles de acetato de sodio, la concentración de hidrogeniones puede calcularse así:

$$\frac{[H_3O^+]\,[CH_3COO^-]}{CH_3COOH} = 1{,}75 \times 10^{-5} \quad ó \quad \frac{[H_3O^+] \times 0{,}5}{0{,}5} =$$

$$1{,}75 \times 10^{-5}\,[H_3O^+] = \frac{0{,}5}{0{,}5} \times 1{,}75 \times 10^{-5} \quad ó \quad [H_3O^+] = 1{,}75 \times 10^{-5}$$

Si se agrega 0,1 mol de ácido clorhídrico (ácido fuerte), la concentración de hidrogeniones será:

0,1 moles H_3O^+ + 0,5 moles CH_3COO^- ⇌ 0,1 moles CH_3COOH +
del HCl del acetato

0,4 moles CH_3COO^-
en exceso

Después de agregar el ácido clorhídrico:

Concentración de CH_3COOH = 0,5 moles originales + 0,1 que se formará en la reacción
= 0,6 moles

Concentración de CH COO^- = 0,5 moles originales − 0,1 que desaparecieron en la reacción
= 0,4 moles

Por tanto:

$$[H_3O^+] = \frac{[CH_3COOH]}{[CH_3COO^-]} = 1{,}75 \times 10^{-5}$$

$$[H_3O^+] = \frac{0{,}6}{0{,}4} = 1{,}75 \times 10^{-5} = 2{,}6 \times 10^{-5}$$

Como se ve la concentración de H_3O^+ no es de 0,1 moles según la cantidad de HCl agregado, suma que sigue siendo aproximadamente de 10^{-5}.

10.8 Equilibrios que implican solubilidad

Cuando se echa una sustancia poco soluble en agua, se establece un equilibrio entre los iones en solución y el compuesto sólido.

Algunas de las sustancias poco solubles, de uso corriente son: sulfato de bario ($BaSO_4$), sulfato de calcio ($CaSO_4$), sulfuro de cobre (CuS), cloruro

de plomo ($PbCl_2$), yoduro de plomo (PbI_2), cloruro de plata (AgCl), hidróxido de magnesio ($Mg(OH)_2$).

En una solución de AgCl, el equilibrio se expresa por la siguiente reacción:

$$AgCl_{(s)} \rightleftharpoons Ag^+ + Cl^-$$

sólido iones en solución

$$K_{ps} = [Ag^+]\,[Cl^-]$$

K_{ps} es la *constante del producto de solubilidad* para la sustancia en cuestión. La expresión del producto de solubilidad sólo es válida cuando la solubilidad del compuesto es muy pequeña, menos de unos 50 mg/litro o de 0,001 M.

El principio del producto de solubilidad se puede enunciar como sigue: *En una solución saturada de un compuesto iónico ligeramente soluble, el producto de la concentración molar de cada ion, elevado a una potencia igual al número de iones de cada clase presentes en la fórmula del compuesto, es una constante para una temperatura dada.*

Ejemplos:

1. Hallar K_{ps} para Mg $(OH)_2$, si la solubilidad del Mg $(OH)_2$ en agua pura es $2{,}0 \times 10^{-4}$ moles/litro.

   $[Mg^{++}] = 2{,}0 \times 10^{-4}$ iones gramo/litro

   $[OH] = 2\,(2{,}0 \times 10^{-4})$ iones gramo/litro $= 4{,}0 \times 10^{-4}$ iones gramo/litro

Debido a que el Mg $(OH)_2$ se disocia según la reacción:

$$Mg(OH)_2 \rightleftharpoons Mg^{++} + 2OH^-$$

$$K_{ps} = [Mg^{++}]\,[OH]^2$$
$$= 2{,}0 \times 10^{-4} \times (4{,}0 \times 10^{-4})^2$$
$$= 2{,}0 \times 10^{-4} \times 16 \times 10^{-8}$$
$$= 3{,}0 \times 10^{-11}$$

Aprovechando el principio de solubilidad y el principio de Le Chatelier, se pueden disolver precipitados a provocar la precipitación de sustancias, igualmente en virtud de la diferencia de solubilidad, se pueden separar unas sustancias de otras. Estas aplicaciones son importantísimas en la industria y en el análisis químico.

2. Si la concentración del ion bario, Ba^{++} en una solución es $1{,}0 \times 10^{-8}$ moles/litro. ¿Se quiere saber si se formará precipitado de sulfa-

to de bario cuando la concentración del ion sulfato sea de $1,0 \times 10^{-3}$ moles/litro?

K_{ps} para el $BaSO_4 = 1,0 \times 10^{-10}$

$[Ba^{++}]\ [SO_4^{=}] = 1,0 \times 10^{-10}$

En la solución que se presenta, el producto es:

$(1,0 \times 10^{-8})\ (1,0 \times 10^{-3}) = 1,0 \times 10^{-11}$

Como el valor $1,0 \times 10^{-11}$ es menor que el K_{ps}, no se formará el precipitado.

10.9 Equilibrio de oxidación y reducción

El conocimiento que se tiene acerca de la naturaleza de la materia, especialmente en lo referente a la estructura del átomo; el movimiento de los electrones alrededor del núcleo; la existencia de iones por la disociación de electrólitos permiten explicar el paso de la corriente eléctrica a través de los sólidos, los líquidos y las disoluciones. En los metales la conductividad se explica porque al establecer una diferencia de potencial entre los extremos de un conductor, los electrones de los átomos del metal se ven desplazados, gracias a la facilidad con que se pueden remover (electrones de valencia) y ser remplazados por otros. En las disoluciones, las cargas elementales son trasportadas por los iones y circulan fuera de la solución por los conductores que conforman el circuito.

La conductividad ha permitido dos procesos químicos de importancia:

(*a*) Descomposición de sustancia por la electricidad (electrólisis);

(*b*) Producción de energía eléctrica por medio de reacciones químicas, originando las pilas generadoras de electricidad.

10.10 Electrólisis

Es el fenómeno, mediante el cual la corriente eléctrica pasa a través de una solución conductora, a nivel de los electrodos, y produce reacciones de oxidación y de reducción.

Una solución conductora se obtiene disolviendo en el agua pura cualquier electrólito fuerte, ya sea un ácido, una base o una sal.

Cuando se somete una solución de ácido clorhídrico a la electrólisis tienen lugar las siguientes reacciones: En el electrodo positivo, llamado *ánodo*, se desprende cloro gaseoso, a saber:

$$2Cl^- \rightleftharpoons Cl_2 + 2e \quad \textit{reacción de oxidación}$$

Por su parte, en el electrodo negativo, llamado *cátodo*, se desprende hidrógeno gaseoso.

$$2H^+ + 2e \rightleftharpoons H_{2\,(g)} \quad \textit{reacción de reducción}$$

En el ánodo, los iones cloro ceden su electrón al electrodo y se unen dos átomos para formar la molécula gaseosa. En el ánodo ocurren las oxidaciones. Los iones que se oxidan se llaman *aniones.*

En el cátodo el electrodo cede electrones a los iones hidrógeno para formar moléculas de H_2 gaseoso. En el cátodo ocurren las reducciones. Los iones que se reducen se llaman *cationes.*

Cuando se hace pasar la corriente eléctrica por una solución de cloruro de sodio, NaCl, tienen ocurrencia estos fenómenos:

En el ánodo $2\,Cl^- \rightleftharpoons Cl_{2\,(g)} + 2e$ *oxidación*

En el cátodo $2\,H_2O + 2e \rightleftharpoons 2OH^-_{(aq)} + H_{2\,(g)}$ *reducción*

En 1833, Faraday presentó los resultados de sus trabajos sobre la electrólisis, los cuales se resumen en los dos principios que se conocen como las *leyes de Faraday* y que se pueden enunciar así:

1. El grado de reacción química en un electrodo es directamente proporcional a la cantidad de carga que fluye por dicho electrodo durante la reacción.
2. La misma cantidad de carga (procedente de la pila) libera cantidades equivalentes de las sustancias en sus respectivas disoluciones electrolíticas.

De acuerdo con los dos principios anteriores se ha podido concluir que cuando en un electrodo ha pasado un número de electrones igual al número de Avogrado, se ha liberado un equivalente químico de sustancia. Esta cantidad de energía eléctrica se conoce como un *faradio.*

Para calcular la cantidad de sustancia liberada se procede en esta forma:

$$\frac{\text{masa de la sustancia}}{\dfrac{\text{masa molecular}}{\text{No. de oxidación}}} = \frac{\text{culombios de carga}}{\dfrac{\text{culombios}}{\text{masa eq-g}}}$$

culombios = amperio por segundo

$$\frac{\text{masa de sustancia} \times \text{número de oxidación}}{\text{masa molecular en gramos}} = \frac{\text{amperio por segundo}}{96.500\,\dfrac{\text{culombios}}{\text{masa eq-g}}}$$

Ejemplo: ¿Qué peso de plata se depositará cuando se hace pasar una corriente de 5 amperios durante 2 horas a través de una solución de $AgNO_3$?

Primero debe escribirse la reacción que indica el cambio ocurrido.

$$Ag^+ + 1e^- \rightleftharpoons Ag$$

1 mol de electrones produce 1 mol de plata metálica. La masa equivalente en g de plata es la masa atómica ya que su valencia o número de oxidación es 1.

$$\frac{\dfrac{\text{masa de plata g}}{108 \text{ g/at-g}}}{1 \text{ masa eq-g/at-g}} = \frac{(5{,}00 \text{ amp})\, 2{,}00 \text{ hora} \times 3600 \text{ seg/hora}}{96.500 \text{ culombios/masa} - \text{eq-g}}$$

$$\text{masa de plata} = \frac{108 \times 5{,}00 \times 2{,}00 \times 3600}{1 \times 96.500} = 0{,}37 \text{ g}$$

La electrólisis presenta aplicaciones industriales para recubrir piezas metálicas o no metálicas (plateado, dorado, cromado, niquelado). Gracias a la electrólisis, la electro-metalurgia permite obtener metales puros a partir de sus sales fundidas.

10.11 Energía eléctrica a partir de las reacciones químicas

Pilas y acumuladores. Si se ponen en contacto una tira de cinc y una tira de cobre, es posible medir algún potencial energético. Esto se debe a la diferencia de atracción por los electrones de uno y otro metal. Así los electrones del cinc son atraídos con mayor fuerza por los núcleos del cobre, con lo cual aquel metal se polariza positivamente y el cobre lo hace negativamente.

Las dos tiras de metal se colocan en recipientes separados, que contienen soluciones de clururo de cinc, $ZnCl_2$, para la tira de cinc; y solución de cloruro de cobre, $CuCl_2$, para la tira de cobre. Si se unen las dos tiras por un circuito que permita efectuar medición de corriente las soluciones se unirán entre sí por un puente salino o sea un tubo de vidrio que contiene solución de KCl dispersada en un gel. Cuando esté listo este montaje, se notará el paso de corriente desde la celda del cinc hasta la celda del cobre. En el voltímetro se lee para esta pila un potencial de 1,10 voltios. El conjunto se denomina *pila galvánica*. Las reacciones que ocurren en cada celda son:

En la superficie del cinc $Zn \rightleftharpoons Zn^{++} + 2e$

En la superficie del cobre $Cu^{++} + 2e^- \rightleftharpoons Cu$

Reacción neta $Zn + Cu^{++} \rightleftharpoons Zn^{++} + Cu$

En la pila galvánica, la tira de cinc es el electrodo negativo. Allí ocurre la oxidación, es el ánodo. La tira de cobre es el electrodo positivo. Allí ocurre la reducción, es el cátodo.

Cada una de las reacciones que ocurren en las celdas de la pila galvánica se llama una *semirreacción*. Una reacción de óxido-reducción es la suma de dos semirreacciones: una de oxidación y una de reducción. Cada reacción de óxido-reducción tiene un potencial de pila.

Cada semirreacción tiene un potencial de oxidación expresado en voltios. Experimentalmente se han podido determinar los potenciales para un gran número de semirreacciones, de tal modo que es fácil formular las reacciones de óxido reducción.

La tabla de potenciales de oxidación se ha establecido tomando como punto de partida el potencial de la semirreacción para el hidrógeno a la cual se le ha asignado un potencial de cero $E^\circ = 0{,}000$.

$$H_2 \rightleftharpoons 2H^+ + 2e^- \quad E^\circ = 0{,}000$$

Consultar la tabla de potenciales de oxidación en cualquier tratado de química general.

Para una semirreacción aislada no es posible obtener esperimentalmente el potencial.

A partir de la tabla de potenciales de oxidación se puede inferir que los mejores reductores (se oxidan muy fácil) tienen potenciales positivos y los mejores oxidantes (se reducen muy fácil) poseen potenciales negativos.

En la determinación del potencial de oxidación debe tenerse en cuenta:

(*a*) La concentración de las especies debe ser 1 M (molar).
(*b*) La temperatura debe ser 25°C.

10.12 Uso de los potenciales estándar de oxidación

¿Se oxidará una lámina de plata al sumergirla en una solución de sulfato de cobre, $CuSO_4$?

Búsquense en una tabla los potenciales para las dos semirreacciones.

$$Ag \rightleftharpoons Ag^+ + e^- \quad E^\circ = -0{,}80$$

$$Cu \rightleftharpoons Cu^{++} + 2e \quad E^\circ = -0{,}34$$

Al establecer la diferencia entre estos dos potenciales

$$-0{,}80 - (-0{,}34) = -0{,}46$$

se obtiene un potencial negativo, lo cual indica que esta reacción no ocurrirá expontáneamente y prácticamente la plata no se oxidará.

Generalizando el uso de los potenciales: Las sustancias que están a la izquierda de la tabla, reaccionan cediendo electrones y las que están a la derecha reaccionan ganando electrones.

Una reacción de óxido-reducción debe incluir una sustancia de la columna izquierda de la tabla (algo que puede oxidarse) y otra de la columna derecha (algo que puede reducirse).

Una sustancia de la columna izquierda de la tabla puede reaccionar expontáneamente con cualquier sustancia de la columna derecha que esté por debajo de ella en la tabla, es decir, cuando la diferencia de potenciales dé un valor positivo; si de la diferencia resulta un valor de $E = E_1 - E_2$, negativo, indica que la reacción no ocurre espontáneamente y si acaso progresara sería en una extensión muy poco apreciable; o que la reacción ocurre en sentido contrario.

Ejemplo:

¿Funcionará un pila formada por cobre y oro?

En la tabla de potencias se encuentra:

$Cu \rightleftharpoons Cu^{++} + 2e^- \quad E_1^\circ = -0{,}34$

$Au \rightleftharpoons Au^{++} + 3e^- \quad E_2^\circ = -1{,}36$

Diferencia de $E_1^\circ - E_2^\circ$

$E = -0{,}34 - (-1{,}36)$

$E = -0{,}34 + 1{,}36 = 1{,}02$

La reacción será:

$$\begin{array}{ll} 3\,Cu \rightleftharpoons Cu^{++} + 2e^- & E^\circ = -0{,}34 \\ Au^{+++} + 3e^- \rightleftharpoons Au & E^\circ = 1{,}36 \\ \hline 3Cu + 2Au \rightleftharpoons 3Cu^{++} + 2\,Au & E^\circ = 1{,}02 \end{array}$$

Nótese que al invertir una semirreacción se invierte el signo de su potencial. El cambio electrónico debe ser exáctamente igual, de ahí que se efectúen las multiplicaciones de las semirreacciones en el caso anterior para lograr un cambio de $6e^-$ entre oxidante y reductor.

10.13 Conclusiones importantes

1. Cada semirreacción se escribe con e^- a la derecha:
   forma reducida $\rightleftharpoons$ forma oxidada + $n_{\bar{e}}$
2. Un mayor de E° indica que el reactivo en la forma reducida es mejor reductor que el H_2.
3. Para combinar dos semirreacciones se escribe como se indica en 1, y se resta el potencial para la forma de la derecha del potencial para la forma de la izquierda.
4. Cuando se combinan dos semirreacciones, debe tenerse en cuenta:
   (*a*) El signo del voltaje para la reacción total indica la polaridad del electrodo de la derecha.
   (*b*) Un mayor valor del voltaje total indica que la reacción va hacia la derecha y un menor valor indica que procede hacia la izquierda.

(*c*) Un voltaje cero, indica que se ha alcanzado el equilibrio.

¿Qué papel desempeña la ley del equilibrio químico en la óxido-reducción?

En 1889 Nernst dedujo la ecuación que relaciona la energía que interviene en una reacción y la constante de equilibrio. Esta ecuación se expresa así:

$$E = E^\circ - \frac{RT}{nf} \log K_e$$

Donde:

E = Potencial de la pila en voltios a temperatura T

E° = Potencial estándar de la pila en condiciones normales

R = 8,314 julios

T = Temperatura absoluta

n = Número de moles de electrones que se intercambian

F = 96,500 culombios

Remplazando:

$$E = E^\circ = \frac{8{,}314\,T}{n\,96.500}\ 2{,}3036\ \log(K_e)$$

$$E = E^\circ - \frac{0{,}0001983\,T}{n} \log \frac{ox.}{red.}$$

0,0001983 T vale a:	0°	10°	15°	20°	25°	30°
	0,0541	0,0561	0,0571	0,0581	0,0591	0,0601

¿Cuál será el potencial de la pila formada por Zn – Cu a 25°C cuando la concentración de Cu^{++} es 0,001 M y la concentración de Zn^{++} es 1 M?

$$\begin{array}{c} Zn \rightleftharpoons Zn^{++} + 2e^- \quad E_1^\circ = 0{,}76 \\ Cu \rightleftharpoons Cu^{++} + 2e^- \quad E_2^\circ = 0{,}34 \\ \hline Zn + Cu^{++} \rightleftharpoons Zn^{++} + Cu\, E_1^\circ - E_2^\circ = 1{,}10 \text{ voltios} \end{array}$$

$$E = 1{,}10 - 0{,}0591 \log \frac{Zn^{++}}{Cu^{++}}$$

$$E = 1{,}10 - 0{,}0295 \log \frac{1}{0{,}001}$$

$$E = 1{,}10 - (0{,}0295 \times 3)$$

$$E = 1{,}10 - 0{,}09 = 1{,}01 \text{ voltios}$$

Para el funcionamiento de aparatos automotores, se aprovecha la energía eléctrica producida por una reacción química que generalmente es reversible.

Existen varias clases de acumuladores: de plomo, de níquel y de cadmio.

En el acumulador de plomo, los electrodos están constituidos por placas de plomo (ánodo) y de plomo con PbO_2 y Pb_3O_4 (cátodo), en medio de los cuales se agrega solución de ácido sulfúrico.

Las reacciones que ocurren en el acumulador de plomo son:

$$Pb(s) + HSO_4^- \rightleftharpoons PbSO_4(s) ^+ H^+_{(aq)} + 2e^- \ (\textit{ánodo})$$

$$PbO_{2\,(s)}\ HSO^-_{4\,(aq)} + 3H^+ + 2e \rightleftharpoons PbSO_{4\,(s)} + 2\,H_2O\ (\textit{cátodo})$$

$$Pb(s) + PbO_{2\,(s)} + 2HSO^-_{4\,(aq)} + \rightleftharpoons 2PbSO_{4\,(s)} + 2\,H_2O\ (\textit{reacción total})$$

Cada celda produce unos 2 voltios; de tal modo que si se quiere un voltaje superior se unen varias celdas.

En el proceso de recargue del acumulador, las reacciones anteriores se invierten. Los acumuladores de plomo generan gases H_2 y O_2 cuando se están cargando; estos gases salen por un orificio de la batería; de ahí que no se debe hacer fuego cuando se está cargando la batería.

10.14 Pila de Leclanché

¿En qué consiste y cómo funcionará la pila de linterna?

Esta pila, llamada también pila de Leclanché, está formada por una cubierta cilíndrica de lámina de cinc, que funciona como ánodo, en el centro una barra de carbón que funciona como cátodo. El interior se rellena con una pasta de NH_4Cl, $ZnCl_2$ y MnO_2.

Las reacciones que tienen lugar cuando se está generando energía eléctrica, son las siguientes:

$$Zn \rightleftharpoons Zn^{++} + 2e^- \ (\textit{ánodo})$$

$$NH_4^+ + 1e^- \rightleftharpoons NH_{3\,(g)} + \tfrac{1}{2}\,H_{2\,(g)}\ (\textit{cátodo})$$

$$Zn + 2NH_4 \rightleftharpoons Zn^{++} + 2NH_3 + H_2$$

El hidrógeno reacciona en el bióxido de manganeso para que aquél no aísle el electrodo.

$$H_2 + 2MnO_2 \rightleftharpoons Mn_2O_3 + H_2O$$

Una pila seca produce 1,5 voltios y para obtener mayor potencial se emplean 2,4 etc., pilas. Esta pila no se puede recargar como el acumulador:

de tal modo la reacción procede hacia la derecha hasta que se consumen los los reactivos.

11. ESTADOS DE LA MATERIA

La materia se encuentra en el universo en tres estados fundamentales: El sólido, líquido y gaseoso.

La mayoría de los cuerpos simples o compuestos son de naturaleza sólida o líquida en condiciones ambientales y unos pocos son gases.

Antes de iniciar un estudio breve de las características de cada uno de los estados de la materia, conviene distinguir el significado de algunos términos que se usan constantemente, tanto en el estudio de la física como de la química.

Un sistema es el conjunto específico de elementos materiales y la porción de su entorno inmediato que se aísla para su estudio experimental.

El entorno es el conjunto de materiales y condiciones que rodea a un sistema.

Estado de un sistema es todo aquello que interviene en la descripción del sistema en un instante.

Estado inicial de un sistema es la descripción del sistema antes del cambio.

Estado final de un sistema es la descripción del sistema después del cambio.

Fase de un sistema se refiere al estado sólido, líquido o gaseoso de un sistema. De allí que en los sistemas químicos o reacciones se indique el estado en que se presentan las especies.

11.1 Modelo cinético de los estados de la materia

Una característica fundamental de la materia es el movimiento molecular como consecuencia de la temperatura que introduce variaciones en la energía cinética de las moléculas.

Si imaginamos la materia como compuesta por partículas que fueran semejantes a unas bolas y tomamos una muestra, es decir, un conjunto de bolas y se les somete a un intenso movimiento (alta temperatura), se tiene un modelo de estado gaseoso. Al disminuir paulatinamente el movimiento (disminución de temperatura), llega un momento en que se tiene un modelo aproximado del estado líquido; y al disminuir al máximo el movimiento (mucho enfriamiento), las bolas llegan a quedar casi quietas pero sin estatizarse del todo, con lo cual se tiene un modelo del estado sólido.

Lo anterior da una idea de la causa de que ocurran los cambios de estado.

Si se parte del hielo (agua en estado sólido) que es un sólido cristalino en el cual las moléculas se distribuyen en grupos tetraedrales que se repiten en las tres dimensiones del espacio, este estado se mantiene a temperatura inferior a 0°C. En esta forma las moléculas tienen una determinada energía cinética. Al iniciar el calentamiento, la temperatura adquiere un valor de 0°C, el hielo empieza a fundir.

Mientras se funde todo el hielo, la temperatura no aumenta, debido a que el calor se emplea en comunicar suficiente energía cinética a las moléculas de tal modo que todas pasen al estado líquido.

El calor necesario para que un mol de sustancia pase del estado sólido al estado líquido, se denomina *calor molar de fusión* y la temperatura a la cual ocurre se conoce con el nombre de *punto de fusión.*

Para el agua, el calor molar de fusión es 1,44 Kcal/mol y el punto de fusión es de 0°C. Esta temperatura es la misma de solidificación cuando el cambio ocurre a la inversa.

Partiendo del agua líquida y aumentando la temperatura, las moléculas van adquiriendo cada vez mayor energía cinética hasta que la temperatura alcanza el valor de 100°C a 760 mm de presión . En este momento la temperatura se vuelve estacionaria y el líquido empieza a pasar al estado de vapor o gaseoso. El hecho de que la temperatura no varíe durante la evaporación es debido a que el calor se emplea en separar aún más las moléculas y llevarlas al estado gaseoso. A partir de ese momento, vuelve a aumentar la temperatura y el vapor empieza a recalentarse. El calor necesario para que un mol de agua pase del estado líquido al vapor se llama calor molar de vaporización y la temperatura a la cual ocurre el proceso se denomina punto de ebullición.

Para el agua, el calor molar de vaporización es de 10 Kcal/mol y el punto de ebullición es de 100°C. A partir de esta temperatura la reversión del proceso se llama *condensación.*

Tabla 9

Sustancia	Calor molar de fusión Kcal/mol	Punto de fusión °C	Calor molar de vaporización Kcal/mol	Punto de ebullición °C
cobre	3,11	1083	72,8	2582
cloruro de sodio	6,8	808	40,8	1456
sodio	0,63	98	24,1	889
agua	1,44	0	10,0	100
cloro	1,53	101	4,88	34,1

En algunos casos al aumentar la temperatura del sólido, se pasa al estado gaseoso sin pasar por el estado líquido. Este fenómeno se conoce con el nombre de *sublimación.* Los casos más conocidos de sublimación se observan en la evaporación del yodo y del hielo seco (CO_2 sólido).

En la tabla 9 aparecen los calores de fusión y evaporación, así como las temperaturas correspondientes para algunas sustancias conocidas.

Ahora se pueden estudiar las características fundamentales y las leyes que rigen el comportamiento de la materia en cada uno de los tres estados ya enunciados.

11.2 Los gases

Los gases se caracterizan por no tener forma definida; ocupan todo el espacio disponible en el recipiente que los contiene.

Debido a su naturaleza, en el estudio de los gases, desempeñan papel importante los conceptos de volumen, temperatura y presión, que se estudian en el curso de física.

Presión. En el estudio de los gases, la presión se refiere o a la presión atmosférica o a la presión del gas, es decir, la fuerza que ejercen las moléculas del gas cuando chocan contra las paredes del recipiente que lo contiene.

Medición de la presión atmosférica En 1644 el físico italiano Evangelista Torricelli, experimentando al nivel del mar observó que invirtiendo un tubo lleno de mercurio de 1 metro de largo y con 1 cm^2 de sección dentro de una cubeta que contiene mercurio, el mercurio desciende hasta una altura de 76 cm (760 mm). El peso de esta columna es de 1033,6 g/cm^2. Este volumen se denomina una atmósfera absoluta y en barometría generalmente se habla de mm de presión.

Ejemplo: Si la presión en Bogotá es de 560 mm, ¿cuál será esta presión en g/cm^2?

1 atmósfera equivale a 1033,6 g/cm^2

$\frac{560}{760}$ atmósferas equivalen a $\frac{560}{760} \times 1023{,}6$ g/cm^2

Presión en g/cm^2 = 759 mm

Para medir la presión que ejerce un gas se emplea el *manómetro.* En este instrumento:

Presión atmosférica igual a presión del gas más presión del líquido.

$$P_{atm} = P_{gas} + P_{líq}$$

Esta igualdad se comprende mejor al estudiar la *ley de Boyle.*

Ley de Boyle A una temperatura dada, para que un gas disminuya su presión es necesario aumentar su volumen, sin variar la masa. Al contrario, para que un gas disminuya su volumen a una temperatura dada, sin variar su masa, es necesario aumentar la presión.

Así, si dentro de una jeringa se tiene un volumen de $10cm^3$ de aire y se quiere llevar ese mismo volumen a $5\ cm^3$ se debe aumentar al doble la presión.

En el año 1662, Robert Boyle inventa un aparato que le permite determinar la reducción de volumen sufrida por una masa gaseosa cuando se le aumenta la presión. Se confina un volumen determinado de gas en la rama corta del aparato (véase figura 4), mediante un poco de mercurio colocado en el codo del tubo. Cuando se adiciona mercurio por la rama larga, se aumenta la presión sobre el gas confinado. La nueva presión del gas se obtiene restando a la presión atmosférica (que se lee en el barómetro del laboratorio), la diferencia de niveles en las columnas de mercurio (presión del líquido).

$$P_{gas} = P_{atm} - P_{líq}$$

Cuando el nivel del líquido en las dos ramas es igual, la presión del gas es igual a la presión atmosférica.

Figura 4.

De estos experimentos Boyle dedujo la siguiente ley: *A temperatura constante, el volumen de una masa gaseosa seca es inversamente proporcional a la presión a que se halla sometida.* Matemáticamente, la relación se expresa así:

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{P_2}{P_1}$$

De esta relación se deduce que: $V_1 P_1 = V_2 P_2$, $V_1 P_1 = V_3 P_3$, $V_2 P_2 = V_3 P_3 \therefore VP =$ constante (a temperatura constante).

El producto del volumen de una masa gaseosa por la presión es siempre una cantidad constante. Esta es otra manera de expresar la Ley de Boyle.

Graficando, presión (ordenada) contra volumen (abscisa) para un gas, se obtiene una hipérbola como puede predecirse de la ecuación.

$$(PV)_T = K$$

$$(PV) = K$$

Ejemplo: ¿Cuál es la presión de un lugar, si 350 litros de oxígeno pasados de una ciudad cuya presión es de 640 mm tienen en este sitio un volumen de 360 litros?

Estado inicial	Estado final
$V_1 = 350$ litros	$V_2 = 360$ litros
$P_1 = 640$ mm	$P_2 = ?$

$$P_2 = \frac{V_1\ P_1}{V_2} = \frac{350 \text{ litros} \times 640 \text{ mm}}{360 \text{ litros}} = 622{,}2 \text{ mm}$$

La ley de Boyle se aplica también para vapores (sustancias que normalmente no son gases). Esta ley deja de cumplirse cuando las presiones son muy altas o las temperaturas muy bajas.

Ley de Charles - Gay-Lussac Aunque Jacques A.C. Charles ya había iniciado el estudio de la relación volumen-temperatura en los gases en 1787, realmente fue Joseph L. Gay-Lussac, quien en 1802, descubrió que cuando la temperatura se acerca a 0°C los volúmenes de los gases cambian en 1/273 por cada grado Centígrado. De acuerdo con esto, cuando la temperatura descienda a – 273°C (cero absoluto), su volumen será cero; pero esto no es posibie ya que antes de llegar a tales temperaturas los gases se licúan, y en los líquidos ya no rigen las leyes de los gases.

Esta ley puede enunciarse: *El volumen de una masa de gas es directamente proporcional a la temperatura absoluta, permaneciendo la presión constante.* Matemáticamente la relación se expresa:

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{T_1}{T_2} \quad ó \quad \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

Debe recordarse que la temperatura absoluta es $273 + t°$ C.

Simultáneamente, aparece una segunda ley de Charles-Gay-Lussac, que define la relación entre la presión y la temperatura de un gas a volumen constante. Esta ley dice: *Permaneciendo el volumen constante, la presión de un gas varía en forma directamente proporcional a la temperatura absoluta.* Esto implica, que el gas en cuestión se encuentre dentro de un recipiente rígido, para mantener la constancia del volumen. Matemáticamente, esta ley se expresa:

$$\frac{P_1}{P_2} = \frac{T_1}{T_2} \quad ó \quad \frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

Aquí nuevamente, si la temperatura absoluta alcanzara el valor de –273°C, la presión sería nula puesto que todas las moléculas estarían en contacto; pero ya se sabe que a tal temperatura no existe el estado gaseoso.

Ley de Gay-Lussac de los volúmenes de combinación Manteniendo constantes la temperatura y la presión, los gases que reaccionan entre sí, lo hacen de tal modo que los volúmenes que entran en la reacción guardan relaciones de números enteros y sencillos; y el volumen de gas producido (cuando el producto es un gas) también guarda relación sencilla con el volumen de cualquiera de los reaccionantes. Así en la reacción:

$$HCl_{(g)} + NH_{3\,(g)} \rightleftharpoons NH_4Cl_{(s)}$$

30 cm³ de cloruro de hidrógeno reaccionan con 30 cm³ de amoniaco, es decir, que estos dos gases reaccionan según la relación de volumen 1:1.

En la reacción:

$$2NO_{(g)} + 02_{(g)} \rightleftharpoons 2NO_{2\,(g)}$$

2 litros de óxido nítrico reaccionan con 1 litro de oxígeno para dar 2 litros de dióxido de nitrógeno. Los reactivos entran en la reacción 1:2; y el producto está en la relación 1:1 con el óxido nítrico y en la relación 1:2 con el oxígeno.

Principio de Avogadro Basándose en la ley de los volúmenes de combinación y en la teoría atómica, el químico italiano Amadeo Avogadro, en 1811, propuso una hipótesis, que hoy en día se considera como principio universal y que establece: *Volúmenes de gases que sean iguales y que se encuentren en las mismas condiciones de temperatura y presión, contienen el mismo número de moléculas.*

Como ya se conoce, este principio sirvió de base para llegar al concepto de mol y se emplea en la determinación del *peso molecular-gramo* de los gases.

Recuérdese que el mol de cualquier gas en condiciones normales ocupa un volumen de 22,4 litros y contiene un número de moléculas reales equivalente al *número de Avogadro*, $N = 6{,}02 \times 10^{23}$.

Cuando se habla de condiciones normales para un gas, téngase muy presente que se está haciendo referencia a una temperatura de 0°C (273°K) y a una presión de 1 atmósfera (760 mm).

Leyes combinadas de los gases En las leyes de los gases estudiadas, entran siempre dos variables y una constante; como es lógico, si no hay ningún factor que permanezca constante, en el comportamiento de todo gas actúan las variables volumen, temperatura y presión; además, el número de moléculas o moles (n), también influye en el trabajo con gases.

De lo anterior aparece la necesidad de contar con una expresión que relacione las variables: V, T, P, n.

La ecuación resultante $PV = nRT$, se conoce como *ecuación de estado*. Esta ecuación se llama de estado porque describe el comportamiento de las moléculas en un estado específico de la materia sin hacer referencia a su identidad.

El valor de R se halla a partir de los valores en condiciones normales para cada una de las variables en la ecuación de estado. Así, si $n = 1$ mol, $V = 22{,}4$ litros, $T = 273°K$, $P = 1$ atmósfera.

$$R = \frac{PV}{nT} = \frac{1 \text{ atm} \times 22{,}4 \text{ litros}}{1 \text{ mol} \times 273° \text{ K}} = 0{,}0821 \ \frac{\text{litros} - \text{atm}}{\text{mol} - °\text{K}}$$

La ecuación de estado sólo es válida para aquellos gases en que las atracciones intermoleculares no existen o son muy débiles; a estos gases se les denomina *gases perfectos o ideales*. Cuando se trabaja con gases no ideales, es necesario introducir una corrección en la ecuación de estado a través de la *ecuación de Van der Waals:*

$$(P + P')\ (V - V') = nRT$$

Donde,

P' = Aumento de la presión debida a las atracciones intermoleculares.
V' = Disminución del volumen debida a las atracciones intermoleculares.

A partir de la ecuación de estado, se deduce una ecuación muy importante, para la determinación de pesos moleculares.

$$n \text{ (número de moles)} = \frac{m \text{ (masa en gramos)}}{M \text{ (peso molecular en g/mol)}}$$

$$PV = \frac{m}{M}\ RT \ \therefore\ M = \frac{mRT}{PV}$$

Problemas

1. En un recipiente de 600 cm³ hay una mezcla de 7.0 g de nitrógeno y 3,2 g de gas sulfuroso SO_2. Si la temperatura es 27°C, ¿cuál será la presión en el interior del recipiente?
   Se debe recordar que para trabajar con la ecuación de estado, el volumen debe darse en litros, la temperatura en °K y la presión en atmósferas.

   $V = 0{,}6$ litros
   $T = 27 + 273 = 300°K$
   n = moles de N_2 + moles de SO_2
   Moles de $N_2 = \frac{7 \text{ g}}{28 \text{ g/mol}} = 0{,}25$ moles

$$\text{Moles de } SO_2 = \frac{3,2 \text{ g}}{64 \text{ g/mol}} = 0,05 \text{ moles}$$

$$PV = nRT \therefore P = \frac{(3 \times 10^{-1})\ (8 \times 10^{-2})(300)}{6 \times 10^{-1}} = 12 \text{ atm}$$

2. ¿Cuál es el peso molecular de un gas, si 1 g del mismo ocupa 20 cm^3 a 150°C y 760 mm de Hg?

$$M = \frac{mRT}{PV}$$

$m = 1\text{g}$

$R = 0,08$

$T = 150 + 273 = 423°K$

$P = 760 \text{ mm} = 1 \text{ atm}$

$V = 20 \text{ cm}^3 = 0,02\ l$

$$M = \frac{1\text{g} \times 0,08 \dfrac{l.\text{atm}}{\text{mol °K}} \times 423°K}{1 \text{ atm} \times 0,02\ l} = 1.692 \text{ g}$$

3. Se tiene un globo empleado para hacer determinaciones climatológicas. Cuando este globo se infla con helio, el gas se expande a medida que va ascendiendo. Si el diámetro del globo es 4 metros, cuando la presión en el interior del globo es 0,5 atmósferas a temperatura de 200°K, ¿cuál será la masa total del helio contenido en el globo?

A partir de la ecuación de estado

$$PV = nRT \quad \text{ó} \quad PV = \frac{g}{M} \times RT$$

$$m = \frac{PVM}{RT} \qquad V = \frac{4}{3} \pi r^3$$

$$V = \frac{4 \times 3,1416 \times (200 \text{ cm})^3}{3 \times 1,000 \text{ cm}^3} = 3,36 \times 10^4\ l$$

$$m = \frac{5 \times 10^{-1} \text{ atm} \times 3,36 \times 10^4\ l \times 4 \text{ g/mol}}{8 \times 10^{-2} \dfrac{l.\text{ atm}}{\text{mol °K}} \times 2 \times 10^3 \text{ °K}} = 4,08 \times 10^3$$

Densidad de un gas De la ecuación de estado se deduce la expresión para la determinación de la densidad de los gases. La *densidad* de un gas se define como el peso de 1 litro de ese gas en condiciones normales. Cuando se determina la densidad en condiciones diferentes es necesario indicarlas.

$$PV = nRT \quad \text{o} \quad PV = \frac{m}{M} RT$$

$$\frac{m}{V} = \frac{PM}{RT} \quad \therefore \quad d = \frac{PM}{RT}$$

Problema

Hallar la densidad del oxígeno en condiciones normales.

$$d = \frac{PM}{RT}$$

$P = 1 \text{ atm}$

$M = 32\ g/\text{mol}$

$R = 0,08$

$T = 273°K$

$$d = \frac{1 \text{ atm} \times 32\ g/\text{mol}}{0,08 \dfrac{l \text{ - atm}}{\text{mol °K}} \times 273 \text{ °K}} = 1,43\ g/l$$

Cuando dos gases se encuentran sometidos a las mismas condiciones de temperatura y presión, y se conoce la densidad de uno de ellos, se puede calcular la densidad del otro.

Sean los gases oxígeno y nitrógeno:

$$dO_2 = \frac{PMO_2}{RT}$$

$$dN_2 = \frac{PMN_2}{RT}$$

Dividiendo la última ecuación entre la primera se tiene:

$$\frac{dN_2}{dO_2} = \frac{MN_2}{MO_2}$$

Ley de Dalton de las presiones parciales En el año 1801, John Dalton propuso su ley sobre las presiones parciales. Según esta ley: *A temperatura y volumen constantes, la presión total ejercida por una mezcla de gases es igual a la suma de las presiones individuales que cada gas ejercería si estuviera solo ocupando el volumen.* De aquí se infiere que la presión total de una mezcla gaseosa es igual a la suma de las presiones parciales. Matemáticamente, esta ley se expresa:

$$P_{total} = P_1 + P_2 + P_3 + \ldots + P_n$$

$$P = \Sigma P_n$$

Problema

Se recogió nitrógeno por desplazamiento de agua a 27°C y 807 mm de Hg. El volumen del gas sobre la superficie del agua fue de 124 cm³. Hallar el volumen del gas seco en condiciones normales.

Condiciones iniciales	*Condiciones finales*
$V_1 = 124\ cm^3$	$V_2 = ?$
$T_1 = 27 + 273 = 300\ °K$	$T_2 = 273°K$
Presión del vapor de agua a 27 °C = 25 mm	$P_2 = 760\ mm$

$PN_2 = P$ barométrica $- P$ vapor de H_2O

$= 807 - 25 = 782\ mm$

$$\frac{P_2 V_2}{T_2} = \frac{P_1 V_1}{T_1} \therefore V_2 = \frac{V_1 P_1 T_2}{P_2 T_1} =$$

$$\frac{124 \times 782 \times 273}{760 \times 300} = 115{,}32\ cm^3$$

Esta ley es importante para corregir volúmenes de gases que se recogen sobre agua ya que a cualquier temperatura se forma una mezcla del gas recogido y el vapor del agua.

Difusión de los gases – Ley de Graham En el año 1833 Graham propuso la ley de *difusión de los gases,* que establece: *La velocidad de difusión de un gas es inversamente proporcional a la raíz cuadrada de su densidad o a la raíz cuadrada de su masa molecular en gramos.* Matemáticamente, esta ley se expresa:

$$V_1 = k\sqrt{\frac{1}{d_1}} \qquad \text{o} \qquad V_1 = k\sqrt{\frac{1}{M_1}}$$

Donde,

k, es una constante de proporcionalidad.

Para dos gases diferentes la velocidad de difusión a través del mismo medio, se expresa así:

$$V_1 = \sqrt{\frac{d_2}{d_1}} \qquad \text{o} \qquad \frac{V_1}{V_2} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}}$$

Teoría cinética molecular Todas las leyes estudiadas en relación con el comportamiento gaseoso encuentran explicación en la teoría cinética molecular que fue desarrollada por el físico Bernoulli y refinada posteriormente por Maxwell y Boltzman.

Esta teoría se resume en los siguientes postulados:

1. Todos los gases están compuestos de pequeñas partículas independientes, llamadas moléculas.
2. Las moléculas se mueven constantemente, al azar, en todas direcciones y a grandes velocidades. Debido a ese movimiento desordenado las moléculas chocan entre sí y con las paredes del recipiente. En estos choques no hay pérdida de energía o sea que son perfectamente elásticos.
3. Las distancias promedio entre las moléculas gaseosas son muy grandes si se comparan con los diámetros de las moléculas.
4. El impacto de las moléculas sobre las paredes del recipiente que las contiene puede interpretarse como el causante de la presión.

Temperatura crítica Es la temperatura por encima de la cual un gas no se puede licuar, independientemente de la presión que se le aplique. La presión que ejercen las moléculas de un gas a la temperatura crítica se denomina *presión crítica.*

11.3 Los líquidos

El estado líquido se caracteriza por tener volumen definido, pero forma indefinida, es decir, que toman la forma del recipiente que los contiene.

Otras características de los líquidos son:

1. Son incompresibles. No se dejan comprimir.
2. Son movedizos debido a que unas capas moleculares se pueden deslizar sobre otras. La mayor o menor dificultad para el deslizamiento constituye la viscosidad del líquido, es decir, su capacidad para fluir a través de un orificio.
3. En virtud del movimiento molecular, los líquidos se difunden entre sí lo que da origen a la solubilidad de líquidos en líquidos. La velocidad de difusión de los líquidos es mucho menor que en los gases.
4. Los líquidos se evaporan. En cualquier líquido, las moléculas de la superficie escapan constantemente. Si el líquido se encuentra en un recipiente cerrado, al cabo de algún tiempo estas moléculas constituyen el vapor cuya presión sobre la superficie del líquido se denomina *presión de vapor del líquido.*

Presión de vapor de un líquido Según la teoría cinética de los gases, *la presión* es el resultado de los impactos de las moléculas gaseosas que chocan contra las paredes del recipiente. De igual modo las moléculas que

constituyen el vapor sobre la superficie de un líquido, ejercen presión. Esa presión se conoce con el nombre de *presión de vapor*. La presión de vapor de un líquido se mide experimentalmente en un aparato llamado *isoteniscopio*.

A temperatura constante la presión de vapor permanece constante y varía en forma directa a la variación de la temperatura.

Al aumentar la temperatura aumenta la presión de vapor. Cuando la presión de vapor iguala a la presión atmosférica, se forman burbujas en la superficie del líquido y se dice entonces que el líquido hierve.

La temperatura a la cual hierve un líquido se denomina *punto de ebullición*. El punto de ebullición es una constante de gran utilidad en la identificación de sustancias.

Se denomina punto de ebullición normal al valor de la temperatura para la cual la presión de vapor del líquido es de 1 atmósfera.

Recuérdese que mientras más alto es un lugar sobre el nivel del mar, menor es la presión. A mayor altura sobre el nivel del mar los líquidos hierven a menor temperatura.

El agua Por cuanto el agua es el líquido más abundante en el universo (3/4 del globo terrestre están cubiertas por agua) y en el cual ocurren la inmensa mayoría de las reacciones de la química de los seres vivos, y por su importancia en todos los procesos de laboratorio. presentamos brevemente sus propiedades más importantes. Con esto se comprenderán mejor los fenómenos de disolución.

Cuando el agua está pura es un líquido sin color (trasparente), sin olor y sin sabor (insípido).

Su densidad máxima, a 4°C, es de 1 g/cm^3.

El calor de vaporización a 100°C es de 10 Kcal/mol.

El calor molar de fusión es de 1,44 Kcal/mol.

El punto de ebullición a 760 mm de Hg es de 100°C.

El punto de congelación a 760 mm de Hg es 0°C.

La presión del vapor de agua líquida y el hielo a 0°C es de 4,6 mm de Hg; o sea que, en estas condiciones, coexisten los tres estados. Esto es lo que se conoce como *punto triple del agua* y, en general, para cualquier líquido.

El agua es un líquido muy estable y se disocia poco.

El agua se considera como el disolvente universal. Pocas sustancias o, tal vez, ninguna son absolutamente insolubles en agua. Esta característica se debe al carácter polar de sus moléculas, como se verá.

Soluciones Las mezclas pueden ser heterogéneas u homogéneas. Las mezclas heterogéneas están compuestas por dos o más fases, *Ejemplo:* hielo y agua, granito, agua y arena.

Las mezclas homogéneas se componen de una sola fase.

Las soluciones son mezclas homogéneas de dos o más sustancias. Las partículas en una solución poseen un diámetro de 10Å (Unidades Angström) o menos. Cuando las partículas poseen un diámetro superior a 10 Å e inferior a 10^3 Å, se tienen las disoluciones coloidales.

Una solución se compone de un disolvente (la sustancia que se encuentra en mayor cantidad) y de un soluto (la sustancia que se encuentra en menor cantidad).

De acuerdo con la naturaleza de la fase, las soluciones pueden ser: líquidas, *ejemplo:* agua y alcohol; gaseosas, *ejemplo:* el aire que contiene nitrógeno, oxígeno y otros gases; sólidas, *ejemplo:* mercurio en plata.

El fenómeno de la disolución Considerando siempre el agua como disolvente (los demás líquidos también pueden ser disolventes) por ser el líquido más abundante, es necesario estudiar por qué algunas sustancias son más solubles que otras.

Siendo las moléculas de agua, de tipo polar, se interpondrán más fácilmente entre las partículas (moléculas o iones) de un compuesto covalente o iónico, por atracción electrostática, que entre las molécuals de un compuesto no polar.

Las moléculas polares se denominan también heteropolares y las moléculas no polares se denominan homopolares.

Cuando un sólido cae en el agua, ocurren esencialmente dos fenómenos:

1. Se rompe el retículo cristalino con absorción de energía (energía reticular).
2. La hidratación o solvatación de las partículas (energía de hidratación). En ambos procesos las moléculas del agua desempeñan papel importante.

La solubilidad de los compuestos iónicos depende del tamaño de los iones que conforman el cristal. La solubilidad de los compuestos moleculares en agua depende de la polaridad de sus moléculas y de la posibilidad de formar puentes de hidrógeno.

El puente de hidrógeno En ciertas condiciones el átomo de hidrógeno es atraído por dos átomos en vez de uno solo, por fuerzas suficientemente grandes como para producir propiedades anormales en ciertas sustancias hidrogenadas, especialmente compuestos hidroxilados. De aquí que los azúcares y alcoholes, que son moleculares, sean solubles en agua.

Efecto de la temperatura sobre la solubilidad La mayoría de las sustancias se disuelven más rápidamente y, en mayor cantidad, al aumentar la temperatura. La solubilidad de algunas sustancias disminuye al aumentar la temperatura.

En el caso de los gases, su solubilidad en agua disminuye con un aumento de temperatura y aumenta con el aumento de la presión.

Ley de Henry En soluciones diluidas (que tienen poco soluto) la solubilidad de un gas en un líquido es directamente proporcional a la presión de un gas. Matemáticamente la ley se expresa:

$$P = KC$$

Donde:
P = Presión del gas sobre el líquido
C = Concentración del gas en molaridad
K = Constante de la ley de Henry

Efecto del soluto sobre el disolvente Se llaman propiedades coligativas de una solución, aquellas que dependen de la concentración del soluto, sin tener en cuenta su naturaleza. Las principales son: El ascenso del punto de ebullición y el descenso del punto de congelación.

Cuando se disuelve el cloruro de sodio en agua, su punto de ebullición se aumenta y su punto de congelación disminuye. Por eso se agrega mucha sal al agua en las fábricas de helados.

En 1886 el químico francés Francois Marie Raoult, afirmó que una solución compuesta de dos componentes volátiles, tiene una presión de vapor igual a la suma de las presiones parciales de sus componentes individuales.

La ley de Raoult se aplica en la determinación de pesos moleculares

Concentración de las soluciones Puesto que la composición de las soluciones puede variar dentro de límites muy amplios, es necesario determinar su concentración para describirlas correctamente.

En el laboratorio generalmente, se preparan las soluciones y luego por titulación o valoración se determina su concentración.

Los métodos más generalmente empleados para expresar la concentración de una solución son:

1. *Peso de soluto* por unidad de volumen del disolvente.
   Este tipo de concentración se expresa en gramos por 100 cm^3 o en gramos por litro, o en miligramos por mililitro. Este tipo de concentración se emplea muy a menudo en trabajos bioquímicos y biológicos.
2. *Peso por ciento.* Es el peso del soluto por 100 gramos de solución. Así, una solución de hidróxido de sodio, NaOH al 15% contiene 15 gramos de hidróxido por 85 gramos de agua.
3. *Fracción molar.* Este método es uno de los fundamentales, especialmente en los trabajos fisicoquímicos. Se refiere al número de moles de cada componente en relación con el número total de moles presentes en la solución. Tiene la gran ventaja de que no hay necesidad de determinar cuál es el soluto y cuál es el disolvente, ni se modifica la concentración con la temperatura o la presión. Se le representa por X_1 o X_2 según se refiera a la fracción molar del componente 1 y del componente 2.

$$X_1 = \frac{n_1}{n_T} = \frac{n_1}{n_1 + n_2} \quad \text{y} \quad X_2 = \frac{n_2}{n_T} = \frac{n_2}{n_1 + n_2}$$

n_1 = número de moles del componente 1 y n_2 = número de moles del componente 2.

Recuérdese que el número de moles de cada uno de los componentes se puede obtener por el peso en gramos del componente dividido por el peso molecular del mismo, o sea:

$$n = \frac{\text{gramos}}{\text{peso molecular}}$$

Las sumas de las fracciones molares es igual a la unidad

$$X_1 + X_2 = 1 \therefore X_2 = 1 - X_1 \text{ y } X_1 = 1 - X_2$$

Problema:

Si se tiene una solución que contiene 4 g de hidróxido de sodio, NaOH y 36 g de agua, calcúlense las respectivas fracciones molares.

Para $NaOH$, $n_1 = \frac{4\text{ g}}{40\text{ g/mol}} = 0{,}1$ moles

Para H_2O $n_2 = \frac{36\text{ g}}{18\text{ g/mol}} = 2$ moles

$$X_1 = \frac{01}{0{,}1 + 2} = 0{,}049$$

$$X_2 = 1 - 0{,}049 = 0{,}951$$

4. *Molaridad.* Es el número de moles de soluto por cada litro de solución. Para preparar una solución molar, se coloca la cantidad de soluto necesaria en un recipiente de 1 litro y se agrega agua hasta completar 1 litro de solución. La molaridad se representa por la letra *M.*

Problema

¿Cuántos gramos de hidróxido de sodio se necesitan para preparar 200 ml de una solución 0,3*M*?

Peso molecular del NaOH = 40 g
Para preparar un litro de solución 1 *M* se requieren 40g.
1 litro de solución 0,3 *M* contiene 40 × 0,3 = 12 g de NaOH.

200 ml de solución 0,3 *M* contienen $\frac{200}{1000} \times 12 = 2{,}4$ de NaOH.

En otros términos: $M = g/M'V$
Donde:
g = gramos de soluto
M' = peso molecular del soluto
V = volumen de solución en litros
M = molaridad

5. *Normalidad.* Es el número de equivalentes químicos de soluto por litro de solución.
Equivalente químico es el peso en gramos de una sustancia que contiene el peso equivalente-gramo de cualquier elemento o especie química.
El equivalente químico de un ácido es el peso del mol en gramos dividido por el número de hidrogeniones disociables.

Así, para HCl, equivalente químico $= \frac{1 + 35{,}5}{1} = 36{,}5$ g.

Para H_2SO_4, equivalente químico $= \frac{2 + 32 + 64}{2} = \frac{98}{2} = 49$ g

El equivalente químico de una base es el peso del mol en gramos dividido por el número de oxhidrilos o también por el número de hidrogeniones que capta en la reacción de un ácido.

Así, para NaOH, equivalente químico $= \frac{23 + 16 + 1}{1} = 40$ g.

para $Ca(OH)_2$, equivalente químico $= \frac{40 + 32 + 2}{2} = \frac{74}{2} = 37$ g

El equivalente químico de una sal es el peso del mol en g dividido por el número de oxidación del ion en referencia.
Así, para $FeCl_3$, referido al Fe^{+++}, cuyo número de oxidación es + 3,
el equivalente químico $= \frac{162{,}5}{3} = 54{,}2$ g

Para $FeCl_2$, referido al Fe^{++}, cuyo número de oxidación es + 2,
equivalente químico $= \frac{127}{2} = 63{,}5$ g.

El equivalente químico de un elemento, de un ion o de un radical, se obtiene dividiendo el peso atómico o peso del mol por el número de oxidación del elemento o la carga del ion.
Así, K^+, Mg^{++}, Al^{+++}, $SO_4^=$, NO_3^-, los equivalentes químicos son respectivamente:

$$\frac{39}{1}, \frac{24}{2}, \frac{27}{3}, \frac{96}{2}, \frac{62}{1}$$

El equivalente químico para compuestos oxidantes o reductores se obtiene dividiendo su mol en gramos por el número de electrones que intervienen en la ecuación electrónica.
Así, el equivalente químico del permanganato de potasio, $KMnO_4$ en la reacción:

$$MnO_4^- + 2H_2O + 3e^- \rightleftharpoons MnO_2 + 4OH^-$$

es igual al mol/3, o sea 1/3 de su peso molecular.
En cambio en la reacción:

$$MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \rightleftharpoons Mn^{++} + 4H_2O$$

el equivalente químico es igual al mol/5, o sea 1/5 de su peso molecular.
Las normas anteriores son necesarias para preparar soluciones de concentración normal.

Problemas

1. Se prepara una solución de ácido sulfúrico, disolviendo 1,96 g del ácido en agua suficiente para ajustar al litro de solución. Calcular la molaridad y la normalidad de la solución.

$$M = \frac{g}{M'V} = \frac{1{,}96\ g}{98\ \frac{g}{mol} \times litro} = 2{,}0 \times 10^{-2}\ M$$

$$N = \frac{g}{\frac{MV}{Z}} \quad \frac{2 \times 1{,}96\ g}{98\ \frac{g}{mol} \times litro} = 4{,}0 \times 10^{-2}\ N$$

Z = Factor que divide el peso molecular para hallar el equivalente químico.

De las fórmulas para la molaridad y normalidad se deduce que:

normalidad = *molaridad* × factor *Z*

De las mismas fórmulas se infiere que:

cantidad de soluto = *concentración* × volumen

2. ¿Cuántos gramos de HCl hay en 200 cm^3 de solución 5*M* del ácido?

$$\text{cantidad de soluto} = 5M \times \frac{200}{1000} \text{ litros} = 1 \text{ mol}$$

$$= 36{,}5 \text{ g}$$

3. ¿Cuántos litros de solución 1*M*, se pueden preparar con 1 litro de solución 5*M* de KOH?

volumen × concentración = volumen × concentración

$$V_1 \times C_1 = V_2 \times C_2$$
$$V_1 \times M_1 = V_2 \times M_2$$
$$1 \times 5 = V_2 \times 1 \therefore V_2 = 5\,l$$

Recuérdese que al buscar cantidad de soluto, si el volumen se da en litros se obtienen moles o equivalentes; si el volumen se da en mililitros se obtienen milimoles o miliequivalentes.

$V(l) \times M$ = moles
V (ml) × M = milimoles
$V(l) \times N$ = equivalentes
V (ml) × N = miliequivalentes

6. *Molalidad.* Es el número de moles por 1000 gramos de disolvente. Tiene la ventaja sobre la molaridad y la normalidad de no variar con la temperatura, pues si varía el volumen del líquido, su peso no varía y la molalidad será la misma. Se representa por *m*.

Problema
Se diluyen 9,8 g de ácido sulfúrico en 500 ml de agua, calcular la molalidad de la solución resultante.
Peso molecular del ácido = 98 g.

$$\text{Moles de ácido } \frac{9{,}8}{98} = 0{,}1 \text{ mol}$$

Esto equivale a tener 0,2 moles en 1000 g de disolvente, por tanto la solución será 0,2 molal.

Aspectos cuantitativos de las reacciones en solución El tratamiento cuantitativo de una reacción en solución es el mismo que para cualquier reacción; sin embargo, en adición a éstas, que sólo implican pesos o cantidades molares, aquellas incluyen volúmenes de soluciones reaccionantes. Estos cálculos comúnmente se realizan con cantidades molares y normales.

Problemas que incluyen únicamente relaciones peso-peso Estos problemas tocan con cantidades de materiales reaccionantes que ocurren en reacciones químicas particulares. Las cantidades pueden expresarse en peso o en unidades molares. Sea el ejemplo expresado por la ecuación.

$$3Cu + 8H^+ + 2NO_3^- \longrightarrow 2NO + 4H_2O + 3Cu^{++}$$

Se ve que por cada 3 átomos-gramo de cobre consumidos, se producen 3 gramos ion de Cu^{++} y 2 gramos-mol de NO. Un átomo-gramo de cobre o un ion-gramo de cobre representa 63,54 g, mientras que un gramo-mol de NO representa 30,008 g. Si se desea calcular el peso de NO obtenido de 100 g de cobre la operación puede realizarse así:

$$\text{Peso de NO} = 100 \text{ g Cu} \times \frac{1 \text{ at-g Cu}}{63{,}54 \text{ g Cu}} \times \frac{2 \text{ g-mol NO}}{3 \text{ at-g Cu}}$$

$$\times \frac{30{,}008 \text{ g NO}}{1 \text{ g-mol NO}} = 31{,}5 \text{ g}$$

Problemas que implican cantidades molares y volúmenes de solución Cuando se expresan las concentraciones de las soluciones en g-mol, peso gramo fórmula, gramo-ion por litro, los volúmenes relativos de soluciones empleados en una reacción particular pueden determinarse únicamente si se conoce la ecuación. Consideremos la reacción representada por la ecuación:

$$Al^{+++} + 3OH^- \longrightarrow Al(OH)_3$$

Se ve que por cada ion-gramo de Al^{+++} se requieren 3 iones-gramos de OH^-. El volumen de solución 2*M* de hidróxido de sodio requerido para reaccionar exactamente con 250 ml de solución 3,5*M* de $Al(NO_3)_3$ puede calcularse así:

$$\text{Volumen de solución de NaOH} = 250 \text{ ml de } Al^{+++} \times \frac{1\,l}{1000 \text{ m}l \; Al^{+++}}$$

$$\times \frac{3,5 \text{ g-ion Al}^{+++}}{1\,l} \times \frac{3 \text{ g-ion OH}}{1 \text{ g-ion Al}^{+++}}$$

$$\times \frac{1\,l}{2 \text{ g-ion OH}} \times \frac{1000 \text{ ml OH}^-}{1\,l}$$

$$= 1312,5 \text{ ml}$$

Problemas que implican cantidades equivalentes y volúmenes de solución
En términos de la discusión de esta sección, si las concentraciones de la solución se expresan en equivalentes, los volúmenes implicados en las reacciones se relacionan así:

$$\text{volumen}_1 \times \text{normalidad}_1 = \text{volumen}_2 \times \text{normalidad}_2$$

Independiente de la ecuación para la reacción y del tipo de reacción (matemáticas u oxi-reducción); así el volumen de solución 0,1*N* de hidróxido de sodio requerido para reaccionar exactamente con 150 ml de solución 0,3*N* de nitrato cúprico, $Cu(NO_3)_2$ se obtiene así:

$$\text{volumen de solución de NaOH} = \frac{150 \text{ ml} \times 0,3N}{0,1N} = 450 \text{ ml}$$

Por consiguiente, 450 ml de cualquier solución 0,1*N* debe ser químicamente equivalente a 150 ml de cualquier solución 0,3*N*.

El principio de los equivalentes químicos puede extenderse a las reacciones que implican sólidos en soluciones.

Si se mide un volumen de solución en ml se sigue que:

meq de sólido = meq de soluto, lo cual se reduce a:

$$\text{g de sólido} \times \frac{1\text{-g-equiv.}}{\text{g de sólido}} \times \frac{1,000 \text{ meq.}}{1\text{-g-equiv.}} = \text{ml de solución} \times \text{normalidad}$$

Así, el volumen de solución 1*N* de ácido clorhídrico necesario para disolver 100 g de hidróxido de magnesio, $Mg(OH)_2$ se obtiene así:

volumen de ácido clorhídrico =

$$100 \text{ g } Mg(OH)_2 \times \frac{1\text{-g-equiv.}}{29,168 \text{ g } Mg(OH)_2} \times \frac{1,000 \text{ meq.}}{1\text{-g equiv.}} \times \frac{1 \text{ ml}}{1 \text{ meq}} = 3,430 \text{ ml}$$

Soluciones coloidales En las soluciones verdaderas, las partículas son moléculas o iones. En algunos casos, las partículas son agregados de moléculas

o iones, cuyas dimensiones fluctúan en 10Å (10^{-7} cm) y 10^3 Å (10^{-5} cm). A estas soluciones se les llama *dispersiones coloidales;* sus partículas reciben el nombre de *micelas.* Debido a su tamaño, las partículas de una dispersión coloidal dan un aspecto turbio al medio dispersante (disolvente).

Ejemplos de algunos coloidades son:

(*a*) con micelas sólidas: oro en agua, humo
(*b*) con micelas líquidas: emulsiones, mayonesa
(*c*) con micelas gaseosas: carbón activado, espuma en aerosol.

Algunas propiedades de los coloidales son:

(*a*) *Efecto Tyndall.* Al hacer pasar un haz luminoso por una dispersión coloidal, se ve su trayectoria, tal como un rayo de luz cuando entra en una habitación oscura.
(*b*) *Movimiento Browniano.* Las micelas presentan movimientos erráticos, desordenados.
(*c*) Presentan una elevada relación de superficie a volumen.

Clases de coloidales:

(*a*) *Liófilos:* Poseen afinidad con el medio dispersante; *ejemplo:* almidones, aceites, jabones.
(*b*) *Liófobos:* Poseen muy poca afinidad con el medio dispersante; *ejemplo:* metales.

11.4 Los sólidos

Se caracterizan fundamentalmente porque poseen volumen y forma definidos, debido a que las partículas (moléculas o iones) permanecen en posiciones casi fijas, con muy poca energía cinética.

La mayoría de los sólidos están formados por la repetición de una celda unidad o retículo de forma geométrica definida, que se repite en las tres dimensiones del espacio. La unidad cristalina se forma por la disminución de energía cinética de las partículas, las cuales se unen en forma definida. Esto hace que los sólidos cristalinos sean poliédricos y, al romperse, lo hagan siguiendo ciertas direcciones.

Otros sólidos son amorfos y no presentan ningún arreglo interno. Al romperse producen superficies cóncavas. Estos sólidos se conocen con el nombre de *vidrios.*

Los sólidos cristalinos presentan punto de fusión constante.

Estructura de los cristales La regularidad externa de los cristales insinúa una ordenación interna. Empleando rayos *X* y haciéndolos incidir sobre la superficie de un cristal, estos se difractan y, luego, al estudiar la impresión que dejan en una placa sensible, es posible descubrir el interior de los cristales y conocer las distancias entre los centros o nudos que forma el cristal, así como su distribución.

Así se ha podido conocer que, en los cristales, los átomos o iones forman innumerables filas paralelas, en diferentes direcciones que se cortan según una pauta definida. Las filas mismas se combinan para formar un vasto número de planos atómicos o redes atómicas. Estas redes se cortan entre sí según otra pauta definida, siendo sus intersecciones líneas rectas constituidas por átomos. El conjunto total de líneas y redes constituye lo que se llama el *retículo cristalino*, que es el arreglo tridimensional, según el cual están distribuidos en el espacio los átomos constituyentes. En el retículo cristalino, un grupo de átomos llamado *celda unidad* o unidad de estructura, se repite en el espacio paralelamente a sí mismo, según una pauta geométrica tridimensional.

En la actualidad se conoce en muchas sustancias la forma geométrica de su celda unidad, sus dimensiones, el número y clase de átomos que la constituyen y su posición en dicha celda unidad. Esto ha permitido agrupar y clasificar los cristales.

Esencialmente existen tres tipos de celda unitaria.

(*a*) Cúbica regular, con un átomo por celda (1/8 en cada vértice); no es compacta.

(*b*) Cúbica de cuerpo centrado, con 2 átomos por celda (1/8 en cada vértice y un átomo en el centro); no es compacta.

(*c*) Cúbica de cara centrada, con 4 átomos por celda (1/8 en cada vértice y ½ en cada cara); es compacta.

Propiedades de los cristales Varias de las propiedades de los cristales y, en general, de las sustancias critalinas, conforman el hecho de que en ellas los átomos están dispuestos ordenadamente. Las principales propiedades son: *el clivaje*, las *propiedades ópticas* y *la forma exterior*.

Clivaje: Cuando un cristal se rompe, lo hace según superficies planas, lisas, a las que se da el nombre de *planos de clivaje*.

Propiedades ópticas: Todas las sustancias no opacas refractan la luz que pasa a través de ellas. Algunos cristales producen doble refracción, por lo cual, a través de uno de estos cristales, se tendrá imagen doble.

Forma exterior: Las superficies que limitan la forma del cristal dependen de la celda unidad y del ambiente natural en el cual se forman.

Clasificación de los cristales. Los cristales se clasifican en clases diferentes, con base en la simetría que muestran, que en ellos puede ser de tres tipos:

1. Simetría respecto a un plano.
2. Simetría respecto a un eje.
3. Simetría con respecto a un punto o centro de simetría.

Al expresar la simetría de un cristal es conveniente emplear algunas convenciones. Un eje de simetría se indica por An, en el que n es 2, 3, 4 ó 6, según el caso; un plano de simetría se indica por P y el centro de simetría por C. Según esto, la simetría de un cristal que tiene centro de simetría, 4 ejes binarios, uno cuaternario y cinco planos de simetría, se escribirá así:

$$C, 4A_2, 1A_4, 5P$$

Los cristales se clasifican, fundamentalmente, en siete divisiones mayores, que son los sistemas cristalinos que se definen en función de sus ejes de simetría. En la tabla 10 se consignan estos sistemas.

Tabla 10

Sistema	Ejes de simetría	Ejemplo
Triclínico	No tiene ejes de simetría	$K_2Cr_2O_7$, H_3BO_3
Monoclínico	Tiene un eje binario (ninguno de orden mayor)	S_8 (azufre monoclínico)
Ortorrómbico	Tiene 3 ejes binarios	S_8 (Azufre rómbico) KNO_3
Tetragonal	Tiene 1 eje cuaternario	TiO_2
Hexagonal	Tiene 1 eje senario	Grafitos, metales
Cúbico	Tiene 4 ejes ternarios	NaCl, diamante, metal
Trigonal	Tiene un eje ternario	Calcita

Tipos de cristales Teniendo en cuenta los tipos de enlaces prevalecientes en las sustancias cristalinas, los cristales se clasifican en: metálicos, covalentes, iónicos y moleculares. Existen además, los llamados cristales macromoleculares.

En la tabla 11 se resumen las principales características de estos tipos de cristales.

Tabla 11

Tipo de cristal	Tipo de enlace	Nudos de la red cristalina	Propiedades	Ejemplos
Metálico	Atracción entre cationes y electrones.	Cationes (iones positivos)	Gran resistencia a la tensión. Buenos conductores.	Au, Pt, Cu, etc.
Covalente	Electrones compartidos	Atomos	Muy estables, alto punto de fusión, duros, no conductores.	diamante, silicio, germanio, estaño gris, cuarzo.
Molecular	La molécula está formada por enlaces covalentes. Las moléculas se atraen por fuerzas de Van der Waals o puentes de hidrógeno.	Moléculas neutras	Presión de vapor significativa. Punto de fusión bajo. Blandos.	yodo, azúcar, hielo, CO_2, benceno, ácido acético.
Iónico	Atracciones electrostáticas.	Iones positivos y negativos	Conductores cuando están fundidos. Alto punto de fusión. Duros y frágiles.	NaCl, ZnS, Sales en general.
Macromoleculares	Similares a los enlaces de cristales covalentes y moleculares.	Grandes moléculas	Combinan las propiedades covalentes y moleculares.	grafito, selenio, celulosa, virus.

12. NOMENCLATURA DE LA QUIMICA INORGANICA

12.1 Compuestos binarios

En los compuestos binarios se nombra primero el elemento más electronegativo terminado en URO, seguido de la preposición *de*, y después el elemento electropositivo, o el menos electronegativo. Ejemplo:

Mg_3N_2	nitr*uro* de magnesio
$BaCl_2$	clor*uro* de bario
ZnTe	tel*uro* de cinc
LiH	hidr*uro* de litio
Ca_3P_2	fosf*uro* de calcio

Sin embargo, hay muchos autores que al escribir la fórmula lo hacen poniendo primero el constituyente electronegativo y luego el otro.

Ejemplo: BrNa (bromuro de sodio) con el fin de que quede escrito conforme se lee.

El orden electropositivo decreciente de los no metales es el siguiente: Sb, As, B, Si, C, Te, Se, S, I, Br, Cl, N, O, F.

Se consideran como excepciones de estas normas los compuestos binarios de los halógenos que se denominan con el término general de *haluros.*

12.2 Compuestos ternarios y radicales amónicos

En este grupo se consideran algunos compuestos que tienen nombres especiales de uso general. Los más importantes son los siguientes radicales:

OH^-	hidróxido	N^{-3}	azida	CN^-	cianuro
O_2H^-	hidroperéxido	NH_2^-	amida	CN_2^-	cianamida
SH^-	hidrosulfuro	$NH^=$	imida	CNO^-	cianato
				CSN^-	tiocinato

Compuestos binarios con el hidrógeno Muchos compuestos binarios del hidrógeno tienen nombres familiares. Entre los más importantes están:

NH_3	amoniaco	PH_3	fosfamina	SiH_4	silano
NH_2OH	hidroxilamina	AsH_3	arsenamina	GeH_4	germano
N_2H_4	hidrazina	SbH_3	estibamina	CH_4	metano
				SnH_4	estannano

En soluciones acuosas los nombres de los compuestos hidrogenados que actúan como ácido son:

HCl	ácido hidroclorhídrico o clorhídrico
H_2S	ácido hidrosulfhídrico o sulfhídrico
HCN	ácido hidrociánico o cianhídrico

12.3 Forma de indicar el estado de oxidación del elemento

El estado de oxidación del elemento cuya valencia es variable se indica por medio de números romanos colocados entre paréntesis en seguida de dicho elemento.

$TiBr_4$	bromuro de titanio (IV)
$TiBr_3$	bromuro de titanio (III)
$TiBr_2$	bromuro de titanio (II)

Cuando el sistema anterior no es suficientemente claro, es preferible el empleo de prefijos tales como: di, tri, tetra, etc. El prefijo *mono* se omite casi siempre.

Ejemplos:

NO_2	dióxido de nitrógeno (óxido de nitrógeno (II))
N_2O_4	tetroxido de nitrógeno (también un óxido del nitrógeno (IV))

12.4 Oxácidos y oxisales

Los oxácidos, como su nombre lo indica, son los que contienen oxígeno en su molécula y de ellos se derivan las oxisales correspondientes. Estos oxácidos conservan la terminación OSO e ICO y las sales las correspondientes ITO y ATO seguidos de la preposición *de* y luego del nombre del metal.

Ejemplos:

Fórmula	*Acido*	*Sal*
HClO	ácido hipocloroso	hipoclorito
$HClO_2$	ácido cloroso	clorito
$HClO_3$	ácido clórico	clorato
$HClO_4$	ácido perclórico	perclorato

En idéntica forma se nombran los oxácidos del bromo y del yodo. Otros ejemplos comunes:

H_2SO_3	ácido sulfuroso	sulfito
H_2SO_4	ácido sulfúrico	sulfato
HNO_2	ácido nitroso	nitrito
HNO_3	ácido nítrico	nitrato
H_3PO_2	ácido hipofosforoso	hipofosfito
H_3PO_3	ácido fosforoso	fosfito
$H_2P_2O_6$	ácido hipofosfórico	hipofosfato
H_3PO_4	ácido (orto) fosfórico	(orto) fosfato
$HMnO_4$	ácido permangánico	permanganato
$HClO_4$	ácido perclórico	perclorato
$HReO_4$	ácido perrénico	perrenato

12.5 Peroxiácidos

Son los ácidos que poseen el grupo –O–O– proveniente del peróxido de hidrógeno, H_2O_2.

$H_2S_2O_8$	ácido peroxidisulfúrico
$K_2S_2O_8$	peroxidisulfato de potasio
H_2TiO_4	ácido peroxititánico
H_2UO_5	ácido peroxiuránico
HBO_3	ácido peroxibórico
NH_4BO_3	peroxiborato de amonio

Para reconocerlos basta con determinar el estado de oxidación del elemento central y si se encuentra un estado fuera de lo corriente, se está entonces en presencia de un peroxiácido o de la peroxisal correspondiente.

12.6 Sales que contienen más de un catión

La especie más electropositiva es la que se nombra al final.

Ejemplo:

$KAlSi_3O_8$	silicato alumínico potásico
$MgCO_3 . CaCO_3$	carbonato de magnesio y calcio

12.7 Sales ácidas

Se las denomina enunciando primero el nombre de la sal terminado en URO o ATO, según el caso e incluyendo el término de *hidrógeno* y, finalmente, el del catión correspondiente.

Ejemplo:

KHS	sulfuro de hidrógeno y potasio (o hidrosulfuro de potasio)
$NaHSO_4$	sulfato de hidrógeno y sodio
Na_2HPO_4	fosfato de hidrógeno disódico
NaH_2PO_4	fosfato de dihidrógeno sódico

12.8 Sales básicas

Se les denomina de la siguiente manera:

$BiOCl$	oxicloruro de bismuto
$O_2(NO_3)_2U$	dioxidinitrato de uranio

12.9 Grados de hidroxilación

Los diferentes grados de hidroxilación se denominan de la siguiente manera:

Holo... El ácido más hidroxilado conocido o desconocido.
Orto... El ácido más hidroxilado conocido.
Piro... El ácido que proviene de dos moléculas de ácido orto de las cuales se ha extraído una molécula de agua.
Meta... El ácido que proviene también de un ácido orto del cual se ha extraído una molécula de agua.

Ejemplos

H_5PO_5	ácido holofosfórico
H_3PO_4	ácido ortofosfórico
$H_4P_2O_7$	ácido pirofosfórico
HPO_3	ácido metafosfórico

En el caso de que tanto el prefijo *orto* como *holo* sean aplicables, se prefiere el primero.

Ejemplos

H_4SiO_4	ácido ortosilícico
H_3AsO_4	ácido ortoarsénico

Cuando un elemento electronegativo sustituye a uno, o más oxígenos de un ácido, se tiene la nomenclatura de la siguiente manera:

$Na_3AsO_2S_2$	ditioarsenato trisódico
$KCrO_3Cl$	clorocromato de potasio
H_2SO_3S	ácido triosulfúrico
H_2SiF_6	ácido hexafluorosilícico
Na_2PtCl_6	hexacloroplatinato de sodio

12.10 Radicales catiónicos

Muchos de estos radicales llevan la terminación IO.

Ejemplos

NH_4	amonio
N_2H_5	hidrazonio
NH_2OH_2Cl	cloruro de hidroxilamonio

PH_4I	yoduro de fosfonio
$N_2H_5HSO_4$	sulfato de hidrógeno e hidrazonio

12.11 Hidratos y amoniatos

Es sabido que el amoniaco se asocia a ciertas sales para formar agregados moleculares parecidos a los hidratos y que la proporción de moléculas de amoniaco es también definida como en el caso del agua de los hidratos. Su nomenclatura es, por tanto, similar.

Ejemplos

$CuSO_4 \cdot 4NH_3$	tetramoniato de sulfato de cobre (II)
$BaCl_2 \cdot 2H_2O$	dihidrato del cloruro bárico

12.12 Oxicompuestos binarios

Muchos de ellos tienen nombres especiales que han perdurado a través de las distintas convenciones sobre nomenclatura química.

Ejemplos

CrO_2Cl_2	cloruro de cromilo
$COCl_2$	cloruro de carbonilo
$NOCl$	cloruro de nitrosilo
$SOCl_2$	cloruro de tionilo

12.13 Hidruros del silicio y sus derivados

No deben confundirse con los derivados del ácido silícico. Se les denomina de la siguiente manera:

SiH_3Cl	clorosilano
$C_2H_5SiCl_3$	tricloro-etil-silano

Pero el $(C_2H_5)_4SiO_4$ es un derivado del ácido silícico y se denominará como tal es decir, tetra - etil - silicato o silicato tetraetílico.

12.14 Nomenclatura de los compuestos de coordinación (complejos)

Al denominar las sustancias inorgánicas complejas se siguen, generalmente, ciertas reglas de las cuales se destacan las siguientes, como las más importantes y útiles:

1. Los grupos coordinados se nombran en el siguiente orden y de acuerdo con las modificaciones que se explican:
   (*a*) El nombre del radical ácido termina siempre en la letra O. Ejemplo Cl (cloro), NO_2 (nitro) CN (ciano), S_2O_3 (tiosulfato), SO_4 (sulfato) y SCN (tiocinato).

(*b*)El agua se le nombra como ACUO y al grupo hidroxilo (OH) como HIDRO.
(*c*)Al amoniaco se le denomina con la palabra AMINO empleando los prefijos DI, TRI, TETRA, etc., para indicar así el número de moléculas presentes en cada grupo.

2. Cuando los cationes o aniones complejos se nombran, se indican primero los ácidos y luego las moléculas (acuo, amino, etc.). O como ya se indicó, y al final, se nombra el ion de coordinación.
3. Los nombres de los complejos ANIONICOS terminan siempre en ATO.
4. El número de oxidación del elemento central se indica en números romanos, colocados entre paréntesis.

Véanse los siguientes ejemplos para ilustrar las reglas anteriores:

$[Ag(NH_3)_2]^+$	ion diaminoargéntico
$[CoCl(NH_3)_5]^{++}$	ion cloropentamincobalto (III)
$[Cu(H_2O)_4]^{++}$	ion tetracuocúprico (II)
$[AgCl_2]^+$	ion dicloroargentato (I)
$[Fe(C_2O_4)_3]^-$	ion trioxaloferrato (III)
$[Zn(OH)_4]^-$	ion tetrahidrocincato
$[Co(CN)_6]^-$	ion hexacianocobaltato
$[Co(NH_3)_5Cl]Cl_2$	dicloruro del cloropentaminocobalto (III)
$[Co(NH_3)_4Cl_2]Cl$	cloruro del diclorotetraminocobalto (III)
$[Co(NH_3)_3Cl_3]^{+++}$	triclorotriaminocobalto (III)
$[Co(NH_3)_3(NO_2)_3]^{+++}$	trinitrotriaminocobalto (III)
$[Co(NH_3)_2(NO_2)_4]K$	tetranitrodiamincobaltato (III) de potasio
$[PtCl_6]K_2$	hexacloroplatinato (III) potasio (o de potasio)
$[Fe(CN)_6]K_3$	hexacionoferrato (III) potasio

Hay algunos complejos cuyos nombres comunes son tan conocidos que se siguen conservando, pero a los cuales corresponde una nomenclatura más técnica, de acuerdo con las normas de la International Union of Chemistry (IUC). Son ejemplos clásicos los siguientes:

Complejo	**Nombre común**	**Nombre IUC**
$[Fe(CN)_6]\equiv$	ferrocianuro	hexacianoferrato (II)
$[Fe(CN)_6]\equiv$	ferricianuro	hexacianoferrato (III)
$[Fe(CNS)_6]\equiv$	ferritiocianato	hexatiocianoferrato (III)
$[Co(NO_2)_6]\equiv$	cobaltonítrico	hexanitrocobaltato (III)
$[SiF_6]=$	fluosilicato	hexafluosilicato

13. QUIMICA ORGANICA O DEL CARBONO

13.1 Concepto

La química de los compuestos del carbono reviste especial importancia ya que su número es unas 20 veces mayor que el número de compuestos inorgánicos, a pesar de ser derivados de un solo elemento; pero más importante aún es el hecho de que la composición de los seres vivos tiene como base estructural el carbono.

La *química del carbono* recibe también el nombre de *química orgánica* debido a que se creía que estos compuestos solo se podían producir por los organismos vivos, gracias al principio vital. Después de la síntesis de la urea, realizada por Friedrich Wöhler en 1828, tal creencia quedó desvirtuada, pero se siguió hablando de química orgánica.

Se denominan, pues, compuestos orgánicos, a los que *siempre contienen átomos de carbón en su molécula*, unidos a otros átomos de carbono, al hidrógeno, oxígeno y nitrógeno. Los demás elementos de la tabla periódica, también entran a menudo en las moléculas de los compuestos del carbono, especialmente los no metales.

13.2 Diferencia entre compuestos orgánicos e inorgánicos

	Orgánicos	*Inorgánicos*
Punto de ebullición	bajo	alto
Punto de fusión	bajo	alto
Solubilidad en agua	baja	alta
Conductividad de sus soluciones acuosas	pobre	buena
Solubilidad en disolventes orgánicos	alta	baja
Velocidad de reacción	lenta	rápida

Esta diferenciación no es tajante, sólo indica la tendencia de acuerdo con el carácter del enlace predominante en las moléculas, que se estudie.

13.3 El átomo de carbono

El carbono pertenece a la familia IV de la clasificación periódica junto con el silicio (Si), germanio (Ge), estaño (Sn) y plomo (Pb).

Las características físicas más sobresalientes del carbono son:

Número atómico	6
Peso atómico	12,01
Radio atómico	0,77 Å
Electronegatividad	2,5
Punto de fusión	3500°C
Punto de ebullición	4200°C
Potencial de ionización	11,26 *e-v*
Estructura electrónica	$1s^2, 2s^2, 2p^2$ (p_x, p_y, p_z)

Capacidad de enlace del átomo de carbono Una propiedad fundamental del átomo de carbono es que puede formar cadenas carbonadas por unión de unos átomos con otros, formando los *hidrocarburos*. Si se encadenan átomos de carbón por orbitales sp^3, se tienen los hidrocarburos saturados, *alcanos*, parafinas o de enlace sencillo.

$$H_3C - CH_3 \quad \textit{etano}$$

Pero existen aún dos formas de hibridación en el átomo de carbono. Cuando se combinan dos orbitales p con un orbital s, resultan tres orbitales sp^2, híbridos y queda un orbital p, puro.

Si dos átomos de carbono con orbitales híbridos sp^2, se unen entre sí, resulta un doble enlace (un enlace doble C = C, se debe a la unión de dos orbitales sp^2 y a la superposición de los dos orbitales p puros), este último enlace se llama enlace π.

$$H:\overset{H}{\ddot{C}}: \; :\overset{H}{\ddot{C}}:H \longrightarrow H:\overset{H}{\ddot{C}}::\overset{H}{\ddot{C}}:H \longrightarrow H_2C = CH_2 \quad \textit{eteno o etileno}$$

Los compuestos hidrocarbonados, cuyas cadenas contienen enlaces dobles se denominan *hidrocarburos no saturados, olefinas o alquenos*.

En otras condiciones, se combina únicamente un orbital s con un orbital p, resultando 2 orbitales sp, híbridos y quedan 2 orbitales p puros.

Si dos átomos de carbono con orbitales híbridos sp, se unen, resulta un enlace triple. Un enlace triple, se debe a la superposición de dos orbitales sp, y de cuatro orbitales p puros.

$$H:C\vdots \; \vdots C:H \longrightarrow H:C\vdots\vdots C:H \longrightarrow H - C \equiv C - H \quad \textit{etino o acetileno}$$

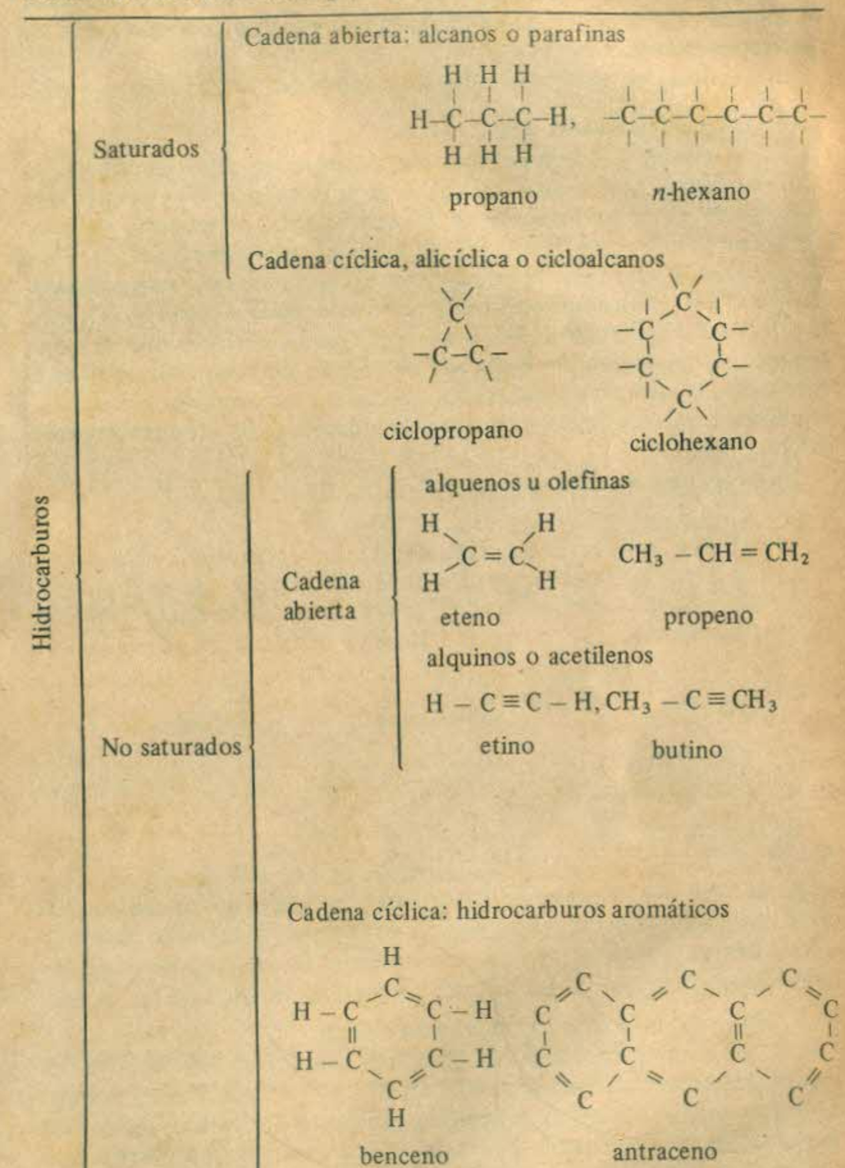
Los compuestos hidrocarbonados, cuyas cadenas contienen enlaces triples, se denominan *hidrocarburos no saturados, alquinos o acetilenos.*

Los hidrocarburos Cuando las cadenas carbonadas están formadas únicamente por átomos de carbón y átomos de hidrógeno, el conjunto de compuestos se llama hidrocarburos. De acuerdo con sus estructuras, los hidrocarburos comprenden dos grandes grupos: los *hidrocarburos acíclicos* o de cadena abierta y los *hidrocarburos de cadena cíclica* (formando anillos).

Los *hidrocarburos acíclicos* se dividen, a su vez, en *saturados*, cuyas cadenas contienen únicamente enlaces sencillos (C – C), llamados *alcanos*

Tabla 12

Resumen de los diferentes tipos de hidrocarburos



y *no saturados*, cuyas cadenas contienen enlaces dobles ($C = C$), llamados *alquenos* y enlaces triples ($C \equiv C$), llamados *alquinos*.

Los hidrocarburos cíclicos pueden ser también *saturados* y reciben el nombre de *cicloalcanos*; y no saturados, los cuales forman el gran grupo de los *hidrocarburos aromáticos*.

En la tabla 12 se resumen los diferentes tipos de hidrocarburos.

13.4 Grupos funcionales

En el estudio del comportamiento de los compuestos orgánicos, el químico dirige la atención a dos partes de la estructura. Una de ellas es la responsable en la gran mayoría de los casos por las propiedades físicas y químicas y del comportamiento durante las trasformaciones de estos compuestos. A esta parte se le denomina *grupo funcional* y está constituido por C e H_2 y muchas veces contiene otros elementos como N_2, O_2 y S; la otra parte, constituida exclusivamente por carbono e hidrógeno, se llama *radical* y se representa por *R* (puede ser cadena abierta o cíclica). *R* es la parte que casi siempre permanece sin cambiar en las reacciones y posee una reactividad química inferior a la del grupo funcional, sin ser químicamente inerte.

Ejemplos de radicales:

```
    H   H            H   H   H                H
    |   |            |   |   |                |
H - C - C -      H - C - C - C -              C
    |   |            |   |   |              //  \
    H   H            H   H   H         H - C      C -
                                           |      ||
                                       H - C      C - H
                                             \\  /
                                               C
                                               |
                                               H
```

radical etil — radical propil — radical bencil

CH_3 – radical *metil*
C_3H_7 – radical *propil*
C_4H_9 – radical *butil*
C_5H_{11} – radical *amil*

En la tabla No. 13 aparecen los grupos funcionales de los compuestos orgánicos y que constituyen la esencia de la química orgánica. Se deben tener siempre presentes para la comprensión de las reacciones de los hidrocarburos.

13.5 Hidrocarburos saturados de cadena abierta

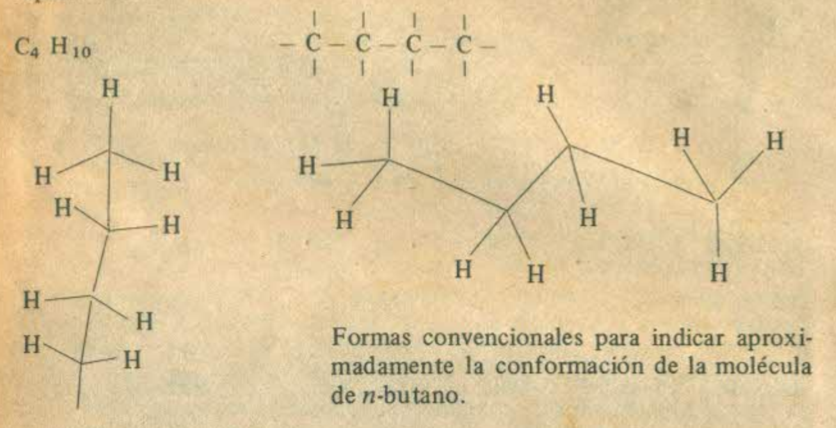
Este grupo constituye una serie homóloga, donde cada homólogo puede representarse por la fórmula general $C_nH_{2n} + 2$, donde *n* es un número entero, y cada miembro de la serie se diferencia de sus dos vecinos más próximos en un grupo metileno ($-CH_2-$). El primer miembro de esta serie es el metano CH_4, el siguiente es el etano y luego el propano.

Tabla 13

Tipo	Fórmula General	Grupo Funcional	Ejemplo	Nombre
Parafina	R–H	–H	C_2H_6	etano
Olefina	R–C(R)=C(R)–R	–C=C–	CH_3–C(H)=C(H)–H	propeno o propileno
Acetileno	R–C≡C–R	–C≡C–	CH_3–C≡C–H	propino
Haluro de alquilo	R–X	–X	CH_4H_9Cl	cloruro de butilo
Alcohol	R – OH	– OH	C_2H_5 OH	alcohol etílico o etanol
Aldehído	R–C(=O)–H	–C(=O)–H	CH_3 CH O	acetaldehído o aldehído etílico o etanal
Cetona	R–C(=O)–R	–C(=O)–R	CH_3–CO–CH_3	propanona o acetona
Eter	R–O–R	– O –	C_2H_5–O–CH_3	etil, metil, éter
Acido orgánico	R–C(=O)–OH	–C(=O)–OH	C_2H_5–COOH	ácido propílico, o propanoico
Ester	R–C(=O)–OR	–C(=O)–OR	C_2H_5–$COOC_2H_5$	propanoato de etilo
Amina	R– NH_2	– NH_2	$C_4H_9NH_2$	butilamina
Nitrilo	R– C≡N	– C≡N	CH_3–C≡N	acetonitrilo
Carbilamina	R– N=C	– N=C	C_2H_5–N =C	etil carbilamina

Cuando todos los átomos forman cadenas continuas, sin ramificaciones, se llaman hidrocarburos normales. Estas cadenas no son, en realidad, rectas sino que forman ángulos de 109° de acuerdo con la distribución tetraédri-

ca del enlace C – C, sp^3. Así el butano normal o *n*-butano puede representarse:



Formas convencionales para indicar aproximadamente la conformación de la molécula de *n*-butano.

Los alcanos son los componentes principales del gas natural y del petróleo. Los compuestos de bajo peso molecular son gaseosos en condiciones normales, los puntos de fusión, ebullición, gravedad específica y los calores de combustión (la reacción más importante) se consignan en la tabla 14.

Tabla 14

Propiedades físicas de algunos alcanos normales

Nombre	Fórmula	P. fusión (°C)	P. ebullición (°C 1 atm)	Gravedad específica (líquido)	Calor de com. del gas (Kcal/mol) AH
metano	CH_4	– 183	– 162	0,4240	– 212,8
etano	C_2H_6	– 183	– 89	0,5462	– 372,8
propano	C_3H_8	– 187	– 42	0,5824	– 530,6
n–butano	C_4H_{10}	– 138	0	0,5788	– 687,7
n-pentano	C_5H_{12}	– 130	+ 36	0,6264	– 782,1
n-hexano	C_6H_{14}	– 95	+ 69	0,6594	–1002,6
n-heptano	C_7H_{16}	– 91	+ 98	0,6837	–1075,9
n-octano	C_8H_{18}	– 57	+ 126	0,7028	–1317,5
n-nonano	C_9H_{20}	– 54	+ 151	0,7179	–1369,7
n-pentadecano	$C_{15}H_{32}$	+ 10	+ 271	0,7690	–2251,2

13.6 Nomenclatura de hidrocarburos saturados

En vista de la complejidad de las moléculas orgánicas (a diferencia de las inorgánicas), se hace necesario, antes de discutir la química de dichas moléculas, saber cómo se nombran. Para limitar la tremenda confusión proveniente de la falta de reglas adecuadas y universales para nombrar los compuestos orgánicos sencillos y los más complejos que cada día surgen, la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (*International Union of Pure and Applied Chemistry*, IUPAC) ha establecido un conjunto de reglas de nomenclatura que si bien se acomodan perfectamente para una cantidad de compuestos simples, llegan a ser inaplicables a compuestos más complejos.

Los cuatro primeros miembros de la serie de los alcanos reciben nombres especiales (tabla 14); del quinto miembro en adelante se nombran sistemáticamente; termina el prefijo que indica el número de átomos de carbono en *ano*, ya sean lineales o ramificados, en forma genérica. Específicamente, se antepone la letra *n*- (*n*ormal) para los hidrocarburos lineales. El prefijo *iso* se reserva para sustancias con dos grupos metil (CH_3^-) en el extremo de una cadena. El prefijo *neo* se emplea para indicar tres grupos metil en el extremo de una cadena. Los hidrocarburos de cinco carbonos presentan tres isómeros estructurales: *pentano normal* (*n*-pentano), *iso-pentano* y *neo-pentano.*

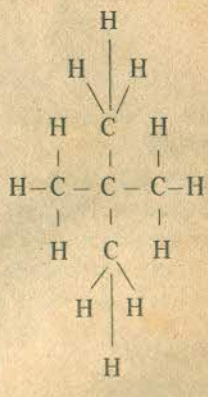
Ejemplos:

$CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CH_3$

n – pentano (pentano normal)

```
    H   H   H   H
    |   |   |   |
H – C – C – C – C – H
    |   |   |   |
    H   C   H   H
       /|\
      H H H
```

iso-pentano



neo-pentano

Las cadenas ramificadas empiezan en el butano con 2 isómeros, sigue el pentano con 3 isómeros, el hexano con 5 isómeros, el octano con 18, decano con 75, etc. A partir del hexano hay necesidad de emplear nombres derivados. Así los 2 hexanos que contienen solamente una ramificación se consideran como derivados del *n*-pentano donde se remplaza un hidrógeno del *n*-pentano por un grupo *metil*, CH_3.

Para nombrar estos compuestos se numera la cadena del *n*-pentano y se emplea el número apropiado para localizar el grupo metil. Pero, como podrá observarse, pueden presentarse dos nombres según la dirección en que se enumere la cadena. Esto se obvia haciendo que el número empleado para localizar el sustituyente sea el más pequeño posible.

```
     CH3                                  CH3
      |                                    |
CH3 - CH - CH2 - CH2 - CH3          CH3   CH - CH2 - CH2 - CH3
 1     2    3     4     5            5     4    3     2     1
```

2– metil pentano (nombre correcto) — 4– metil pentano (nombre correcto)

iso - hexano

Con el empleo de nombres derivados se encuentran de nuevo los grupos hidrocarburos o radicales, que se nombran remplazando la terminación *ano* del hidrocarburo por *il* o *ilo* (v.gr. metil CH_3-, etil CH_3-CH_2-) y en forma genérica se denominan grupos *alquílicos* o *alquilos.* Otros ejemplos de grupos o radicales alquilos se consignan en la figura siguiente.

```
CH3 - CH2 - CH2 - CH2 -        CH3                 CH3 - CH2
                                  \                         \
                                   CH-                       CH-
                                  /                         /
                               CH3                       CH3

      n - butil               isopropil               sec-butil
                                                 (secundario-butil)

              CH3
                 \
                  CH - CH2-
                 /
              CH3

              isobutil
```

Las consideraciones anteriores, se pueden resumir en reglas sencillas propuestas por la IUPAC.

1. La secuencia (o cadena) hidrocarbonada más larga en la molécula se selecciona como estructura principal.
2. La estructura principal se numera empezando por el extremo de la cadena que esté más próximo a las ramificaciones.
3. Los grupos o ramificaciones también se numeran empezando por el extremo que se une a la cadena principal.
4. La dirección de numeración se elige de tal manera que resulte la menor suma para los números de las cadenas laterales sustituyentes.
5. Los nombres de los grupos sustituyentes se colocan en orden alfabético antes del nombre de la cadena principal.
6. El número que indica el punto de unión del grupo sustituyente a la cadena principal precede al nombre del sustituyente.

No se debe perder de vista que los nombres comunes se emplean muchas veces por mayor comodidad. En el ejemplo siguiente se clarifica el empleo de las reglas anteriores.

```
            CH3- CH2          CH3
                 |             |
CH3 - CH2 - CH - CH2 - CH - CH2 - CH3
 1     2     3    4     5    6     7
```

3– etil – 5– metil heptano

```
            CH3- CH2  CH3
             |    |    |
CH3- CH2- CH2- CH- CH- CH2- CH3
 7    6    5    4   3   2    1
```

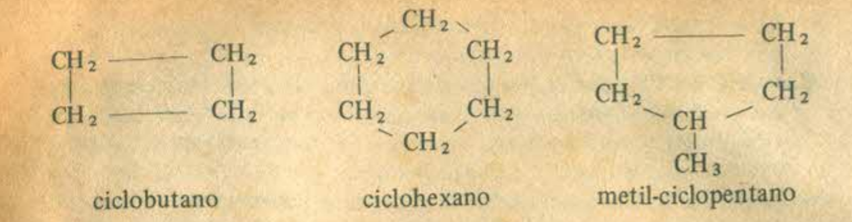
4 – etil – 3 metil heptano

13.7 Hidrocarburos saturados de cadena cíclica (cicloalcanos)

Las cadenas lineales de hidrocarburos saturados pueden doblarse uniéndose por sus extremos de tal modo que se forme un anillo. Los hidrocarburos cíclicos son los que contienen anillos y los hidrocarburos alicíclicos son los cíclicos análogos de los hidrocarburos *alifáticos.* Como se vio anteriormente, con algunas excepciones, existen semejanzas entre los hidrocarburos alifáticos y los acíclicos de igual peso molecular. Tales excepciones se deben a la falta de flexibilidad en las cadenas cíclicas.

Estos hidrocarburos se nombran en forma general anteponiendo el prefijo *ciclo* al nombre del hidrocarburo normal correspondiente.

Ejemplos de hidrocarburos cicloalcanos, se observan en seguida, así como sus nombres sistemáticos.



ciclobutano ciclohexano metil-ciclopentano

13.8 Hidrocarburos no saturados de cadena abierta (alquenos y alquinos)

Estructura. Son aquellos compuestos orgánicos en los que hay menos de cuatro átomos unidos en uno o más átomos de carbono (insaturación). El etileno, C_2H_4, y el acetileno, C_2H_2, son compuestos no saturados. El primer compuesto es el punto de partida de una serie homóloga, cuyos miembros se caracterizan porque poseen dobles enlaces carbón-carbón. Generalmente se les conoce como *olefinas* por el aspecto oleaginoso del primer compuesto obtenido cuando se hizo reaccionar el etileno gaseoso con cloro gaseoso. Ese compuesto es el que conocemos como 1,2 – dicloroetano. El acetileno es el primer miembro de la serie de hidrocarburos cuya estructura se fundamenta en el triple enlace carbón-carbón y de ahí que a estos compuestos se les conozca con el término genérico de *acetilenos.*

Los derivados de las parafinas, tales como *halógeno-alcanos,* se nombran siguiendo el sistema IUPAC.

La formación de estos compuestos se basa en las otras dos posibilidades de hibridación que presenta el átomo de carbono (sp^2 y sp). Tal carácter estructural es el responsable de la actividad química de estos hidrocarburos como se verá en otra sección posterior. En los siguientes ejemplos se pueden observar hidrocarburos no saturados de cadena abierta, incluyendo el nombre común y el sistemático.

$CH_2 = CH_2$ ó C_2H_4

eteno
(etileno)

$CH_3CH = CH_2$ ó C_3H_6

propeno
(propileno)

$CH_3C = CH_2$ ó C_4H_8
 |
CH_3

metilpropeno
(isobutileno)

$C_2H_5 - CH = CH - CH_3$ ó C_5H_{10}

2 – penteno
(2 – amileno)

$(CH_3)_2CHC \equiv CCH_3$ ó $CH_3\,CHC \equiv CCH_3$ (con CH_3 sobre el CH)
4 – metil – 2 – pentino
(isopropilmetil acetileno)

$CH_3 - C \equiv CH_3$
2 – butino
(bimetil acetileno)

Observando la manera como se nombran los hidrocarburos anteriores, se llega a la conclusión de que existe semejanza con el sistema de IUPAC empleado para los alcanos, excepto que, como se verá en los alquenos, se presentan problemas de isomería geométrica, consecuencia de la orientación orbital sp^2.

Las reglas siguientes pueden servir de guía para la denominación de hidrocarburos no saturados acíclicos sencillos pero de mayor ocurrencia. Aquellos compuestos más complejos requieren la inclusión de otras reglas o un tratamiento especial, lo cual no está dentro de la finalidad de este curso.

1. La cadena más larga de átomos con insaturación se selecciona como estructura principal.
2. Los átomos de carbón, en la cadena principal, se numeran de tal modo que los átomos entre los cuales se extiende la insaturación llevan los números más pequeños posibles.

Ejemplos:

$C \equiv C - C - C$	$C - C - C \equiv C$
1 2 3 4	1 2 3 4
correcto	incorrecto

3. Para nombrar la estructura principal se cambia la terminación *ano* por *eno* (doble unión) ó *ino* (tripe unión).

Ejemplo:

$C - C - C -$	$C = C - C - C$	$C \equiv C - C - C$
butano	buteno	butino

4. Para indicar la insaturación se coloca el número más pequeño antes del nombre de la cadena madre.
5. La localización de los sustituyentes se realiza como se hizo con los alcanos.

En la naturaleza ocurren compuestos en cuya estructura se encuentran 2 ó 3 dobles enlaces y se denominan respectivamente *dienos* y *trienos.* Si los dos dobles enlaces están unidos a un solo átomo de carbón ($C = C = C$) las sustancias se llaman *alenos.* Si se encuentran alternados, 2, 3 ó más dobles enlaces, se denominan *dienos, trienos,* etc. conjugados. A continua-

ción se observa la diferencia entre una molécula con conjugación y otra sin conjugación.

$$CH_2 = CH - CH = CH_2$$

1,3 butadieno
(dieno conjugado)

$$CH_2 = CH - CH_2 - CH_2 - CH = CH_2$$

1,5 – hexadieno
(dieno no conjugado)

En general, las propiedades físicas de los hidrocarburos no saturados, presentan variaciones muy regulares y se asemejan a las de los hidrocarburos saturados. En la tabla 15 se puede comprobar lo dicho anteriormente.

Tabla 15

Propiedades físicas de algunos hidrocarburos no saturados

Nombre	Punto de fusión (°C)	Punto de ebullición (°C)	Densidad	Calor de combustión (Kcal /mol) ΔH
Eteno	– 169	– 105	–	– 38,2
Etino	– 81	– 84	–	–310,6
Propeno	– 185	– 47,8	0,514	– 30,1
Propino	– 103	– 23,2	–	–463,1
1 buteno	– 185	– 6,3	0,595	– 30,3
1 butino	– 126	8,1	0,65	–620,6
1 hexeno	– 140	63,5	0,674	–
1 hexino	– 132	71,5	0,716	–935,5

13.9 Hidrocarburos no saturados de cadena cíclica (hidrocarburos aromáticos)

Estructura: Existe una última clase de hidrocarburos no saturados de gran importancia por sus propiedades útiles al hombre. Los términos de esta serie se llaman *hidrocarburos aromáticos.* Su ejemplo más simple es el compuesto benceno, compuesto cíclico con 6 átomos de carbono en el anillo y de fórmula $C_6 H_6$. Se ha encontrado que el anillo bencénico está

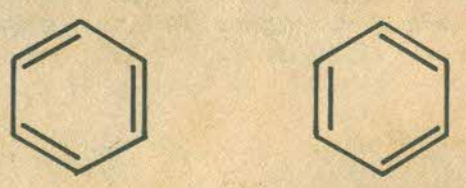
en un plano, y que tiene ángulos de 120° entre cada par de uniones formadas por un átomo dado de carbono. Los experimentos muestran cómo la molécula de benceno es un hexágono regular con la siguiente configuración atómica:

```
        H
        |
        C
      ⁄   ⫽
  H–C       C – H
    ||      |
  H–C       C – H
      ⟍   ⫽
        C
        |
        H
```

Cuando se trata de representar las uniones de benceno y sus derivados surge una diferencia. Se puede escribir:

```
     ⫽H⟍                  ⁄H⫽
   H     H              H     H
   |     ||      ó      ||    |
   H⫽   ⁄H              H⟍   ⫽H
      H                    H
```

Ambas estructuras satisfacen las reglas de enlace para el carbono, pero ambas contienen un grave error. Cada estructura presenta tres enlaces carbono-carbono dobles y tres sencillos, pero la evidencia experimental nos dice que esto no es la verdad. Una cualquiera de las 6 uniones carbono – carbono en el benceno es igual a otras. Aparentemente, el cuarto enlace de cada átomo de carbono es compartido igualmente por cada carbón adyacente. Esto dificulta la representación del benceno por medio de los dibujos lineales usuales. Parece que el benceno estaría mejor representado por una estructura "promedio" (fenómeno de resonancia). Para simplificar se emplea cualquiera de las estructuras antes vistas usualmente expresadas en forma abreviada omitiendo los átomos de hidrógeno.



Otro símbolo abreviado que se utiliza a veces, para indicar el continuo desplazamiento electrónico es:



Independientemente del símbolo que se emplee, el químico tendrá siempre presente que las uniones carbono-carbono son iguales entre sí y que poseen propiedades distintas a las de los enlaces dobles o simples corrientes.

El tipo de estructura bencénica se extiende a los sistemas de asociaciones cíclicas de 2 anillos en el *naftaleno*, de 3 en el *fenantreno* y *antraceno*, de 4 en el *pireno;* hasta llegar a las asociaciones infinitas encontradas en las fuentes de estos productos (hulla y petróleo). En adición a los ejemplos anteriores, a continuación se incluyen otros ejemplos de hidrocarburos aromáticos:

antraceno fenantreno azuleno

Generalmente, en los compuestos orgánicos existe parte aromática y parte alifática. Así, los *aquil,* derivados del benceno, son de gran aplicación industrial. Entre tales derivados se encuentran el *tolueno,* el *etil benceno* y tres *dimetilbencenos,* conocidos con el nombre de *xilenos,* cuyas fórmulas observamos en seguida. Cuando ocurre una sóla sustitución en el anillo bencénico, el derivado es el mismo en cualquier situación que se encuentre. Cuando hay dos o más sustituciones, los compuestos se nombran indicando los carbonos en donde se han hecho tales cambios por medio de números, que se asignan en el sistema IUPAC, de tal modo que correspondan los más bajos a los sustituyentes.

CH_3 C_2H_5 CH_3 CH_3 CH_3

metilbenceno etilbenceno 1,2-dimetilbenceno 0 – xileno 1,3-dimetilbenceno m-xileno

CH_3 CH_3

1,4 -dimetilbenceno p-xileno

También se conservan las denominaciones comunes. Si las sustituciones son adyacentes (1, 2 ó 3, 4), la posición recibe el nombre de *orto* (*o*–); si las sustituciones presentan un carbón intermedio (1, 3 ó 3, 5), la posición recibe el nombre de *meta* (*m*–); finalmente, cuando los sustituyentes ocupan posiciones opuestas en el anillo (1, 4 ó 3, 6), la posición se denomina para (*p*–).

En los hidrocarburos aromáticos, según lo expuesto anteriormente, se encuentran grupos o radicales hidrocarburos análogos a los grupos *alquilicos* y reciben el nombre de *grupos aril o arilo,* algunos de ios cuales se observan en las fórmulas siguientes:

ó C_6H_5 –

fenil α – naftil β naftil

En la tabla 16 se pueden observar y comparar algunas de las propiedades físicas más sobresalientes de algunos hidrocarburos aromáticos. Las más importantes en esa tabla son las características del benceno, que si lo comparamos con el hexano o el ciclohexano, no muestra las regularidades que quizá eran de esperarse.

Tabla 16

Propiedades físicas de algunos hidrocarburos aromáticos

Nombre	**Punto de fusión (°C)**	**Punto de ebullición (°C)**	**Densidad**
Benceno	5,5	80	0,8790
Tolueno	–95	111	0,8660
Etilbenceno	–94	136	0,8669
Naftaleno	80	218	——
Fenantreno	101	340	——
Cimeno	96	152	0,8620
P-cimeno			

13.10 Reacciones de los compuestos orgánicos

Las reacciones orgánicas convierten la inmensa cantidad de compuestos y permiten la síntesis de sustancias de gran valor para la humanidad. Por

esta razón las reacciones constituyen la parte central en la química del carbono. Por cuanto los miembros de un grupo determinado de compuestos poseen semejanzas estructurales y sus reacciones presentan demasiada similitud, se estudian aquí los diferentes tipos de reacciones de cada grupo, teniendo en cuenta los grupos funcionales que se vieron en la tabla

1. *Reacciones de los alcanos:* Son químicamente poco reactivos; sus principales reacciones son la *pirólisis*, la *oxidación*, la *halogenación* y la *nitración*.

   (*a*) *Pirólisis.* Consiste en el rompimiento de moléculas a alta temperatura y en presencia de un catalizador. Este es el fundamento del método de "Cracking" para obtención del petróleo, ya que los fragmentos de cadenas resultantes se unen para formar hidrocarburos ramificados de más bajo peso molecular.

   (*b*) *Oxidación.* Es la reacción más importante, pues la combustión de hidrocarburos (componentes de los combustibles) produce grandes cantidades de energía. Otros productos son CO_2 y H_2O, si la oxidación es completa, y CO, C, cuando es incompleta. En la tabla 14 pueden verse los calores de combustión de algunos alcanos. La ecuación general de combustión de alcanos es:

$$CnH_2n + 2\left(\frac{3n+2}{2}\right) O_2 \longrightarrow nCO_2 + (n+1)H_2O$$

En otras condiciones y, un poco teóricamente, ya que los alcanos son inertes ante los oxidantes fuertes, se considera que los compuestos orgánicos oxigenados provienen de la oxidación de los alcanos. El alcohol etílico (etanol) sería el primer estado de oxidación del etano, aunque realmente se obtiene del eteno.

La secuencia teórica de oxidación será:

$$R-H \xrightarrow{OX.} R-OH \xrightarrow{OX.} R-\overset{\overset{\displaystyle O}{\|}}{C}-H \xrightarrow{OX.} R-\overset{\overset{\displaystyle O}{\|}}{C}-OH$$

hidrocarburo — alcohol — aldehído — ácido

   (*c*) *Halogenación.* Los halógenos reaccionan con los alcanos, sustituyendo hidrógenos y formando los haluros de alquilo. La reacción general es:

$$R-H + X_2 \longrightarrow R-X + HX$$

$$C_2H_6 + Cl_2 \longrightarrow \underset{\text{cloruro de etilo}}{C_2H_5Cl} + HCl$$

La reacción con el flúor es explosiva.

   (*d*) *Nitración.* Los alcanos reaccionan con el ácido nítrico a alta temperatura formando los *nitroalcanos*. Cuando reaccionan alcanos de varios carbonos, la cadena se rompe, dando como productos varios derivados nitrados.

$$CH_4 + HNO_3 \xrightarrow{\Delta} CH_3-NO_2 + H_2O$$

$$CH_3-CH_2-CH_3 + HNO_3 \xrightarrow{\Delta}$$

- $\longrightarrow CH_3-CH_3-CH_2-NO_2$ nitro-propano
- $\longrightarrow (CH_3)_2-CH-NO_2$ 2–nitro-propano
- $\longrightarrow CH_3-CH_2-NO_2$ nitro etano
- $\longrightarrow CH_3-NO_2$ nitro metano

2. *Reacciones de los alquenos:* El doble enlace es reactivo. La principal reacción que sufre es la adición para formar alcanos u otros compuestos.

   (*a*) *Hidrogenación.* Ocurre en presencia de metales finamente divididos, tales como Ni y Pt.

$$\begin{matrix}R\\R\end{matrix}\!\!>C=C<\!\!\begin{matrix}R\\R\end{matrix} + H_2 \xrightarrow{Ni,\,Pt} \begin{matrix}R\\R\end{matrix}\!\!>CH-CH<\!\!\begin{matrix}R\\R\end{matrix}$$

$$CH_3-CH=CH_2 + H_2 \xrightarrow{cat.} CH_3-CH_2-CH_3$$

   (*b*) *Halogenación*

$$R-CH=CHR + X_2 \longrightarrow RCHX-CHXR$$

$$CH_2=CH_2 + Cl_2 \xrightarrow{disolv.} ClCH_2\,CH_2\,Cl$$

1,2 dicloroetano (cloruro de etileno)

$$CH_3CH=CH_2 + Br_2 \longrightarrow CH_3CHBrCH_2Br$$

1,2 didromopropano (cloruro de propileno)

Tanto la halogenación como la hidrogenación se emplean como medio de preparación o como método de análisis; así, por el volumen de hidrógeno absorbido se puede calcular la cantidad de un compuesto no saturado de estructura conocida, en una mezcla

de compuestos saturados. Igualmente se puede conocer el grado de insaturación.

(*c*) La *adición de un haluro de hidrógeno al doble enlace* ocurre según la *regla de Markownikoff.* Según esta regla, el átomo de hidrógeno (parte positiva) se adiciona al carbono que tenga el mayor número de átomos de hidrógeno; y el anión del ácido (parte negativa), se adiciona a aquel átomo de carbono que tiene el menor número de átomos de hidrógeno.

$$R-CH=CH_2 + HX \longrightarrow R-C(X)(H)-CH_3$$

$$(CH_3)_2C=CH_2 + HCl \longrightarrow Cl-C(CH_3)_2-CH_2-H$$

(*d*) La *adición de ácido sulfúrico* da origen a un sulfato de alquilo.

$$R-CH=CH_2 + H_2SO_4 \longrightarrow R-CH(HSO_4)-CH_3 \quad \text{(sulfato de alquilo)}$$

$$C_2H_5-CH=CH_2 + H_2SO_4 \longrightarrow C_2H_5-CH(HSO_4)-CH_3 \quad \text{(sulfato de butilo)}$$

(*e*) Cuando se trata con ozono se rompe el doble enlace, formando un ozónido el cual tratado con agua forma un aldehído o cetonas.

$$R-CH=CH_2 + O_3 \longrightarrow \underset{\text{ozónido}}{R(H)C\langle O, O-O\rangle CH_2} \xrightarrow{H_2O}$$

$$R(H)C=O + O=C(H)H + H_2O_2 \quad \text{(peróxido de hidrógeno)}$$

$$\underset{\text{2 - penteno}}{CH_3-CH=CH-C_2H_5} + O_3 \longrightarrow CH_3(H)C\langle O, O-O\rangle C(H)C_2H_5$$

$$\underset{\text{ozónido}}{CH_3(H)C\langle O, O-O\rangle C(H)C_2H_5} + H_2O \longrightarrow \underset{\text{acetaldehído}}{CH_3(H)C=O} + \underset{\text{propanol}}{O=C(H)C_2H_5} + H_2O_2$$

3. *Reacciones de los alquinos.* El compuesto más representativo del grupo de los acetilenos es el etino o acetileno. Es un gas en condiciones ambientales, se prepara tratando el carburo de calcio, con agua, según la reacción.

$$CaC_{2\,(s)} + 2\,H_2O_{(l)} \longrightarrow Ca\,(OH)_{2\,(s)} + C_2H_{2\,(g)}$$

El acetileno se emplea en grandes cantidades para soldadura, con el soplete oxiacetilénico.
El nitrato de plata en disolución alcohólica es el reativo más sensible del enlace triple. La plata remplaza al hidrógeno dando una combinación soluble, un *acetiluro*.

$$CH_3-C\equiv CH + AgNO_3 \longrightarrow \underset{\text{acetiluro de plata}}{CH_3-C\equiv CAg} + HNO_3$$

4. *Reacciones de los cicloalcanos:* Se obtienen en gran cantidad a partir del "cracking", sobre todo aquellos de 5 ó 6 carbonos. Los anillos de 3 ó 4 átomos de carbono son los más reactivos debido a la disminución del ángulo de 109° a 60° en el ciclopropano y a 90° en el ciclobutano.

Los cicloalcanos reaccionan principalmente con halógenos.

$$\text{ciclopropano } (CH_2)_3 + Br_2 \longrightarrow BrCH_2CH_2CH_2Br \text{ (1,3 dibromopropano)}$$

$$\text{ciclopentano } (CH_2)_5 + Br_2 \xrightarrow[\text{Luz}]{\text{Calor}} \text{bromo ciclopentano } (CHBr)(CH_2)_4 + HBr$$

5. *Reacciones de los hidrocarburos aromáticos:* En realidad el término aromático está en relación con la existencia del benceno y sus derivados, de tal modo que no todos los compuestos cíclicos no saturados son aromáticos (no todos poseen olor de aroma).
Los hidrocarburos aromáticos no reaccionan en las condiciones en que lo hacen los alquenos. Esta anomalía dio origen a la formulación de los *hidrocarburos aromáticos.*
(*a*) La halogenación ocurre en presencia del ion Fe^{+++} como catalizador.

$$\text{benceno } C_6H_5\text{-}H + Cl_2 \xrightarrow{Fe^{+++}} \text{clorobenceno } C_6H_5\text{-}Cl + HCl$$

$$\underset{\text{tolueno}}{C_6H_5\,CH_3} + Cl_2 \xrightarrow{\text{luz}} \underset{\text{cloruro de bencilo}}{C_6H_5\,CH_2Cl} + HCl$$

(*b*) *Nitración.* La nitración aromática presenta otras características; así, se pueden realizar a temperaturas menores y los núcleos aromáticos permanecen sin cambiar. El benceno sufre la nitración en presencia de una mezcla de ácido sulfúrico y ácido nítrico, cuya reacción origina el grupo nitronio (NO_2^+), que, en definitiva, es el

agente nitrante. El proceso total se puede representar esquemáticamente así:
Producción del ion nitronio

$$2\,H_2SO_4 + HNO_3 \longrightarrow \underset{\text{hidronio}}{H_3O^+} + \underset{\text{nitronio}}{NO_2^+} + 2HSO_4^-$$

El ion nitronio ataca el núcleo aromático

$$C_6H_6 + NO_2^+ \xrightarrow{HSO_4^-} \underset{\text{nitrobenceno}}{C_6H_5NO_2} + H_2SO_4$$

Alquilación. Reacción de Friedel Crafts.

$$C_6H_6 + R-Cl \xrightarrow{AlCl_3} C_6H_5R + HCl$$

$$C_6H_6 + H_2SO_4 \longrightarrow \underset{\text{ácido benzosulfónico}}{C_6H_5HSO_3} + H_3O^+ + HSO_4^-$$

6. *Alcoholes.* El compuesto metanol CH_3OH, está estrechamente relacionado con el metano, tal como se deduce de sus fórmulas estructurales. El metanol puede considerarse como el primer paso en la oxidación del metano para dar dióxido de carbono y agua. Igual caso se puede afirmar del compuesto etanol C_2H_5OH. Este grupo de compuestos, caracterizado por poseer el grupo funcional –OH, se conoce con el nombre de *alcoholes.* La mayoría de estos son de gran importancia industrial y actualmente se preparan a partir de derivados del petróleo.
En la estructura de estos compuestos, el grupo funcional puede ocupar diferentes posiciones y se tienen, por consiguiente, distintos tipos de alcohol, según el tipo de carbón donde se encuentre el grupo funcional.
Así, si R, R_1, R_2 representan restos carbonados, se pueden encontrar tres tipos posibles de alcoholes.

$$RCH_2OH \qquad R-\underset{\displaystyle R_1}{\underset{|}{C}}HOH \qquad R-\overset{\displaystyle R_2}{\overset{|}{\underset{\displaystyle R_1}{\underset{|}{C}}}}-OH$$

alcohol primario alcohol secundario alcohol terciario

Esta denominación proviene del nombre que se le da al átomo de carbón según que esté unido a uno (primario), dos (secundario), o tres (terciario) átomos de carbón.

Nomenclatura: Los alcoholes se denominan cambiando la terminación del hidrocarburo que los originó, por *ol*, a la vez que se indica la posición en donde se halla colocado este grupo.

Ejemplo:

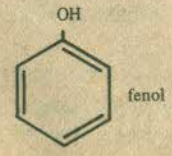
$CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-CHOH-CH_2-CH_2-CH_3$; 4, octanol

$CH_2OH-CHOH-CH_2-CHOH-CH_3$; 1, 2, 4 pentanotriol

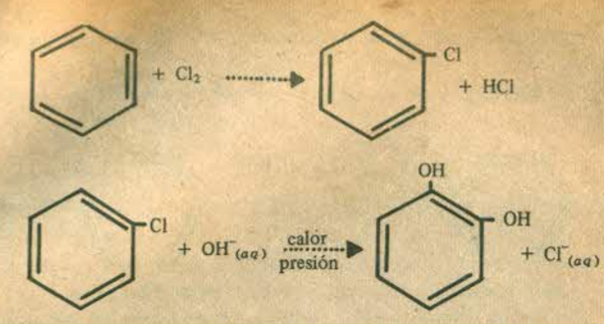
$CH_3-CH_2-CH_2-\underset{\displaystyle CH-CH_2OH}{\underset{|}{C}H}-CH_2-CH_2-CH_3$; 3 propil – 1 hexanol

$\underset{\displaystyle OH}{\underset{|}{C}H}-C\equiv C-\underset{\displaystyle OH}{\underset{|}{C}H}$ 2 butino – 1,4 diol

Fenoles: Se conoce con este nombre a un grupo de compuestos que contienen el grupo funcional –OH, con la característica especial de que el grupo hidrocarbonado es aromático, y son marcadamente más ácidos que los alcoholes. Uno de estos compuestos es un constituyente del *alquitrán* de *carbón* conocido con el nombre de *hidroxibenceno* o *fenol.* Al grupo de compuestos en general se les denomina *fenoles.*



El fenol se produce industrialmente a partir del benceno, por caloración y posterior tratamiento con una base.



El derivado más importante del fenol es la *aspirina,* de amplio uso.

Reacciones del grupo funcional – OH: Aunque los alcoholes y los fenoles son diferentes, el tipo de reacciones que sufre el grupo funcional –OH son los mismos, a saber: *oxidación, esterificación, eterificación* y *formación de sales.*

Los alcoholes pueden presentar las siguientes reacciones:

(*a*) Con sodio metálico forman sales llamadas *alcoholatos ó alcóxidos.*

$$C_2H_5OH \xrightarrow{Na} C_2H_5ONa + H \qquad \text{etóxido de sodio}$$

(*b*) Con el reactivo de Grignard forman compuestos *órgano – halógeno – magnésicos.*

$$R-OH + R-Mg-X \longrightarrow R-O-MgX + R-H$$

(*c*) Con halógenos o derivados halogenados.

$$R-OH + HX \longrightarrow R-X + H_2O$$

(*d*) Por oxidación, los alcoholes primarios dan aldehídos y posteriormente ácidos.

$$R-CH_2-OH \underset{calor}{\xrightarrow{O}} R-CHO \xrightarrow{O} R-COOH$$

Los alcoholes secundarios producen cetonas.

$$R-CH_2-CHOH-CH_2-R \xrightarrow{O} R-CH_2-CO-CH_2-R$$

(*e*) Por deshidratación originan éteres.

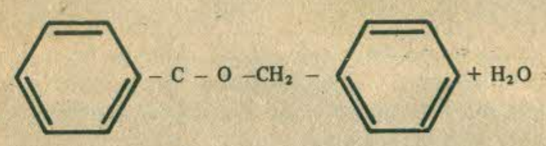
$$R-OH \xrightarrow{H_2SO_4} R-OSO_3H \xrightarrow{R-OH} R-O-R$$

(*f*) En presencia de ácidos orgánicos o minerales producen ésteres.

$$R - COOH + R - OH \longrightarrow R - COOR + H_2O$$

$$C_6H_5 - \overset{O}{\overset{\|}{C}} - OH + HOCH_2 - C_6H_5 \longrightarrow$$

ácido benzoico   alcohol bencílico



benzoato de bencilo

$$R - OH + HCl \longrightarrow R - Cl + H_2O$$

$$R - OH + HNO_3 \longrightarrow R - NO_3 + H_2O$$

7. *Aldehídos y cetonas:* Se caracterizan por la presencia del grupo carbonilo $>C = O$. Cuando este grupo está unido a un carbón primario se trata de un aldehído. El $H - \underset{H}{\underset{|}{C}} = O$, formaldehído (formol) es la excepción. Si el grupo está sobre un carbón secundario, se tiene la función cetona, ejemplo: $CH_3 - CO - CH_3$. Los aldehídos provienen de la oxidación de alcoholes primarios, las cetonas provienen de la oxidación de alcoholes secundarios.

Nomenclatura: Los aldehídos se nombran como los alcoholes, cambiando la terminación del alcohol *ol* por *al*. Las cetonas se nombran con la terminación *ona* agregada al nombre de la cadena carbonada, indicando la colocación que tiene el grupo, en la cadena.

Reacciones:

(*a*) Con ácido cianhídrico forman *cianhídrinas*, a partir de las cuales se obtienen varios compuestos, resultando finalmente los ácidos.

$$CH_3 - \overset{O}{\overset{\|}{C}} - H + HCN \longrightarrow CH_3 - \underset{H}{\underset{|}{\overset{OH}{\overset{|}{C}}}} - CN + \xrightarrow[H^+]{2\,H_2O}$$

$$CH_3 - \underset{H}{\underset{|}{\overset{OH}{\overset{|}{C}}}} - COOH + NH_4^+$$

$$R - CH_2 - \overset{O}{\overset{\|}{C}} - CH_3 + HCN \longrightarrow R - \underset{H}{\underset{|}{CH}} - \underset{OH}{\underset{|}{\overset{CH_3}{\overset{|}{C}}}} - CN \xrightarrow{\text{deshidrat.}}$$

$$R - CH{=}\underset{CH_3}{\underset{|}{C}}-CN \xrightarrow[H^+]{2\,H_2O} R - CH = \underset{CH_3}{\underset{|}{C}} - COOH + NH_4^+$$

(*b*) El bisulfito de sodio reacciona con los aldehídos o las cetonas metílicas, o sea los de forma R-CO-CH_3, formando un producto de adición insoluble, a partir del cual se puede obtener luego el aldehído o la cetona, al agregarle un ácido o carbonato sódico.

Ejemplo:

$$CH_3 - CO - CH_3 + NaHSO_3 \rightleftharpoons$$

$$CH_3 - \underset{CH_3}{\underset{|}{\overset{OH}{\overset{|}{C}}}} - SO_3Na \longrightarrow \begin{cases} \xrightarrow{HCl} CH_3 - \underset{CH_3}{\underset{|}{CO}} + SO_2 + NaCl + H_2O \\ \xrightarrow{Na_2CO_3} CH_3 - \overset{CH_3}{\overset{|}{CO}} + Na_2SO_3 + NaHSO_3 \end{cases}$$

Esta reacción es importante para separar aldehídos y cetonas metílicas, precipitándolas de una mezcla que se analiza.

(*c*) Con el reactivo de Grignard se obtienen alcoholes:

$$R - CHO + R - Mg - X \xrightarrow[\text{ó } HX]{H_2O} R - \underset{R}{\underset{|}{\overset{H}{\overset{|}{C}}}} - OH$$

$$R-CO-R+R-Mg-X \xrightarrow{H_2O} R-\underset{\displaystyle R}{\overset{\displaystyle R}{C}}-OH$$

(*d*)La oxidación se puede llevar a cabo no solamente por medio del oxígeno en forma directa, sino también por medio de soluciones alcalinas que contengan iones metálicos, particularmente Cu o Ag. El *reactivo de Fehling* contiene NaOH, $CuSO_4$ y la sal sódica del ácido tartárico.

$$R-\overset{\displaystyle O}{\overset{\|}{C}}-H + 2\,Cu^{++} + 5OH^- \longrightarrow R-\overset{\displaystyle O}{\overset{\|}{C}}-O^- + Cu_2O + 3\,H_2O$$

Se forma un precipitado de Cu_s que puede ser amarillento o rojo ladrillo. El reactivo de Fehling oxida los aldehídos alifáticos, pero no las cetonas, lo cual permite distinguir entre un aldehído y una cetona.

El *reactivo de Tollens* se usa para distinguir entre aldehídos y cetonas. Esta prueba se basa en la acción del nitrato de plata amoniacal. Los aldehídos aromáticos y alifáticos, pero no las cetonas, se oxidan en presencia de los iones de plata, según la reacción.

$$R-\overset{\displaystyle O}{\overset{\|}{C}}-H + 2Ag(NH_3)_2^+ + 3OH^- \longrightarrow R-\overset{\displaystyle O}{\overset{\|}{C}}-O^- + 2Ag_{(s)}$$
$$+ 4NH_3 + 2\,H_2O$$

La plata sólida se deposita formando un espejo en la pared del tubo de ensayo.

(*e*)La reducción del aldehído y cetonas en hidrógeno en presencia de catalizadores. Los aldehídos alcoholes primarios y las cetonas, alcoholes secundarios.

(*f*)*Reacción de Canizzaro.* Cuando un aldehído no contiene hidrógeno alfa y se calienta en presencia de un álcali concentrado, la mitad de sus moléculas se oxidan y las otras se reducen.

8. *Acidos carboxílicos:* Los compuestos que contienen en su estructura molecular el grupo: $-C\genfrac{}{}{0pt}{}{\nearrow O}{\searrow OH}$ (se escriben también – COOH ó CO_2H), se denominan *ácidos carboxílicos.*

Los ácidos carboxílicos u orgánicos se consideran como productos de la oxidación de aldehídos y cetonas.

Las características físicas y químicas de los grupos carboxílicos se deben casi exclusivamente, a la naturaleza del grupo funcional *carboxílico.* En la tabla 17, se pueden apreciar las características: punto de fusión, punto de ebullición, solubilidad y constante de disociación de algunos ácidos carboxílicos.

Como se deduce de la estructura del grupo funcional, el desplazamiento electrónico debido a la electronegatividad del oxígeno, permite la asociación fuerte por medio de puentes de hidrógeno y la disociación del hidrógeno. Igualmente, se puede observar en la tabla la denominación de estos compuestos donde se cambia la terminación del hidrógeno por la terminación *oico.* Recuérdese que en las cadenas de alcoholes, aldehídos y ácidos carboxílicos, la numeración se inicia por el extremo donde se encuentra el grupo funcional.

Tabla 17

Características de los ácidos carboxílicos

Acido	Estructura	Solubilidad g/100 g H_2O	Punto de fusión °C	Punto de ebullición °C	Ka en H_2O a 25°C
Metanoico (fórmico)	H—COOH	∞	8,4	101	$1,8 \times 10^{-4}$
Etanoico (acético)	CH_3—COOH	∞	17	118	$1,8 \times 10^{-5}$
Propanoico (propiónico)	CH_3CH_2—COOH	∞	−22	141	$1,3 \times 10^{-5}$
Isobutanoico (isobutírico)	$(CH_3)_2$ CHCOOH	$20^{20°C}$	−47	154	$1,4 \times 10^{-5}$
Sec-Propanoico (láctico)	$CH_3CHOHCOOH$	—	17	—	$2,4 \times 10^{-4}$
Octadecanoico (esteárico)	$CH_3(CH_2)_{16}$ COOH	$0,034^{25°C}$	69	360	— —
Benzoico	C_6H_5COOH	$0,27^{18°C}$	122	249	$6,5 \times 10^{-5}$

Reacciones

(*a*)Forman sales por neutralización con bases.

$$R-COOH + Na^+ + OH^- \longrightarrow R-COO^-Na^+ + H_2O$$

(*b*)Con el reactivo de Grignard.

$R-COOH+R-Mg-X \longrightarrow R-COO-MgX+R-H$

(*c*) Formación de ésteres en presencia de alcoholes.

$$R-COOH+R-OH \longrightarrow R-CO-OR+H_2O$$

(*d*) Con amoniaco forman sales de amonio, que por deshidratación originan *amidas* y éstas por deshidratación dan *nitrilos.*

$$R-COOH+NH_3 \longrightarrow$$

$$\underset{\text{sal de amonio}}{R-COONH_4} \xrightarrow{-H_2O} \underset{\text{amina}}{R-CONH_2} \xrightarrow{-H_2O} \underset{\text{nitrilo}}{R-CN}$$

9. *Esteres:* Son derivados de los ácidos carboxílicos. Su estructura general es $R-COOR$, pudiendo ser los dos radicales, iguales o diferentes. Los ésteres se forman por la reacción de los ácidos orgánicos con los alcoholes, en presencia de H como agente catalítico. El proceso recibe el nombre de *esterificación.*

$$R-COOH+ROH \longrightarrow R-COOR+H_2O$$

10. *Amidas:* Contienen en su estructura el grupo $-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-NH_2$, o sea remplazando en el grupo ácido el $-OH$ por $-NH_2$.
Se obtienen por la deshidratación de sales orgánicas de amonio o por la hidrólisis de los nitrilos.

Reacciones:

(*a*) Por hidrólisis originan ácidos carboxílicos.

$$R-CO-NH_2+H_2O \longrightarrow R-COOH+NH_3$$

(*b*) Por alcohólisis originan ésteres.

$$R-CO-NH_2+R-OH \longrightarrow R-COOR+NH_3$$

(*c*) Por deshidratación origina nitrilos.

11. *Nitrilos:* Su estructura es $R-C\equiv N$. El grupo R puede ser alifático o aromático.

12. *Aminas:* Pueden considerarse como derivados del NH_3 por la sustitución de uno o más de sus hidrógenos por grupos alquílicos, alicíclicos o cíclicos.
Las aminas se clasifican en: *primarias, secundarias* o *terciarias,* según que contengan el grupo $-NH_2$, $=NH$ ó $\equiv N$.

Ejemplos:

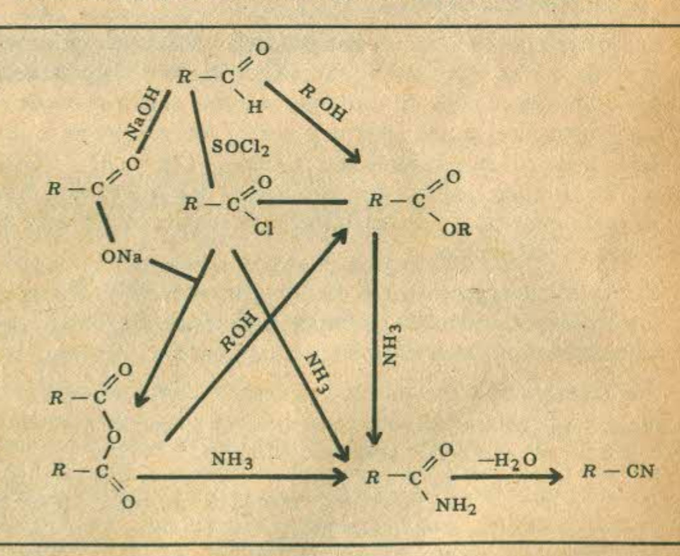
$R-NH_2$	$CH_3CH_2NH_2$, etilamina	$C_6H_5NH_2$ fenilamina (anilina)	primarias
$R-NH-R$	$CH_3\,NH-CH_2-CH_3$ metil - etil - amina		secundaria
$R-\underset{R}{\underset{\mid}{N}}-R$	$(CH_3)_3\,N$ trimetil-amina		terciaria

13.11 Relación de los varios derivados de ácidos carboxílicos

Isomerismo: Se llaman isómeros aquellos compuestos que poseen el mismo número de átomos del mismo elemento pero difieren en la manera como tales átomos se distribuyen en el espacio, lo cual introduce diferencia en las propiedades.

Especialmente se conocen *dos tipos de isomería: la óptica y la geométrica.*

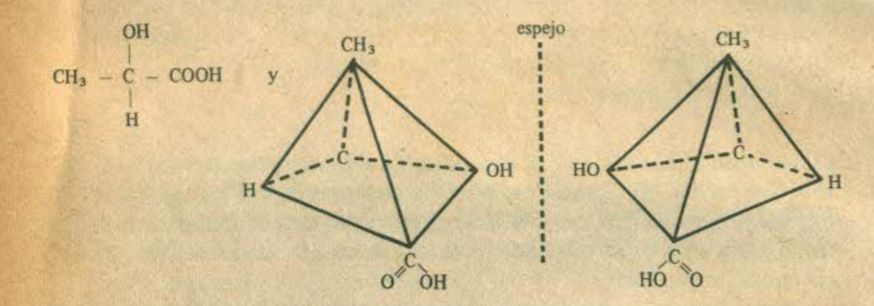
Tabla 18 Relación de los diferentes derivados de ácidos carboxílicos



La *isomería óptica,* se da cuando entre dos sustancias sus propiedades difieren solamente en el hecho de que una hace girar el plano de la luz paralizada (la que vibra en un solo plano) hacia la derecha (*dextrógira*),

mientras que la otra lo hace girar hacia la izquierda (levógira). Estas dos sustancias se llaman *isómeros ópticos.*

La *isomería óptica* se fundamenta en la *existencia del carbón tetraédrico asimétrico* que hace posible la formación de moléculas que son la una imagen al espejo de la otra. Un átomo de carbón asmétrico es aquel que está unido a cuatro grupos diferentes. Así en el ácido tartárico, se tiene:



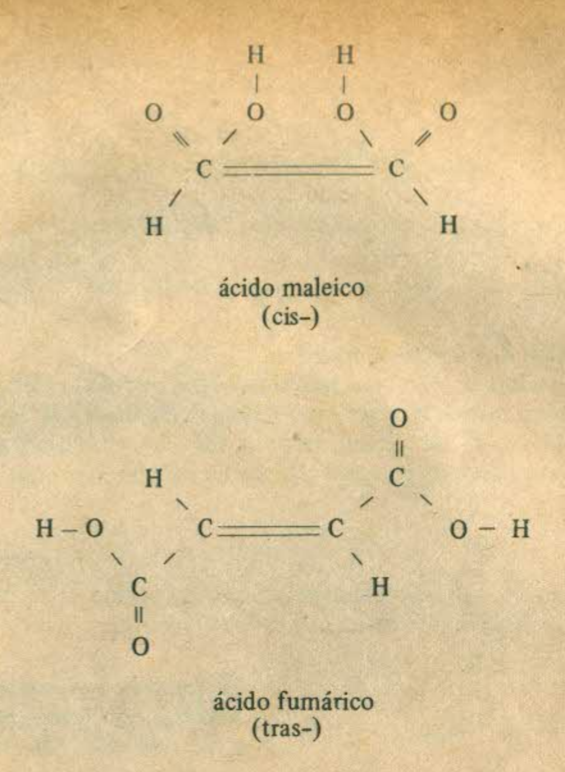
Se llaman *enantiomorfos,* las dos estructuras que son imagen al espejo, la una de la otra. Una mezcla compuesta por igual número de enantiomorfos, se llama *mezcla racémica.*

La *isomería geométrica,* es una isomería estructural ópticamente inactiva, y se debe a la dificultad de rotación, a causa de la presencia del doble enlace entre dos átomos de carbono. El doble enlace se puede representar con dos tetraedros unidos por una arista. Así se aprecia la dificultad de rotación y de allí que la molécula: HOOC – CH = CH – COOH, sea, por ej:, planar. Existen también dos compuestos que poseen esta misma fórmula: el ácido maleico y el ácido fumárico y se pueden convertir el uno en el otro, por calentamiento.

En los isómeros geométricos, los dos grupos pueden hallarse a un mismo lado o en lados opuestos del plano de la molécula. En los ácidos mencionados, pueden existir las dos formas.

Los isómeros *cis* y *tras* poseen propiedades diferentes debido a la posibilidad de empaquetamiento de las moléculas y a las fuerzas atractivas permitidas por la distribución de grupos funcionales.

Una tercera forma de isomería es la que se observa en los hidrocarburos, los cuales presentan igual fórmula empírica pero distinta fórmula estructural. Teóricamente estos isómeros se forman cuando se remplaza un H o más, en una cadena carbonada, por grupos *metilo.* Recuerde el caso del pentano, C_5H_{12}, del cual se conocen tres formas: el *n*-pentano, el *iso*pentano y el *neo*-pentano.



Elementos de bioquímica. Los vegetales fabrican alimentos con la ayuda de la energía solar. Los animales consumen los alimentos fabricados por los vegetales y, después de varias trasformaciones químicas, estos se incorporan a los tejidos vivos y suministran la energía necesaria para mantener la actividad celular y, por ende, permiten el cumplimiento de las funciones del ser vivo.

Aquí se estudian brevemente algunos de los grupos de compuestos más importantes en los procesos bioquímicos, procesos que siguen siempre las leyes de la reacción química.

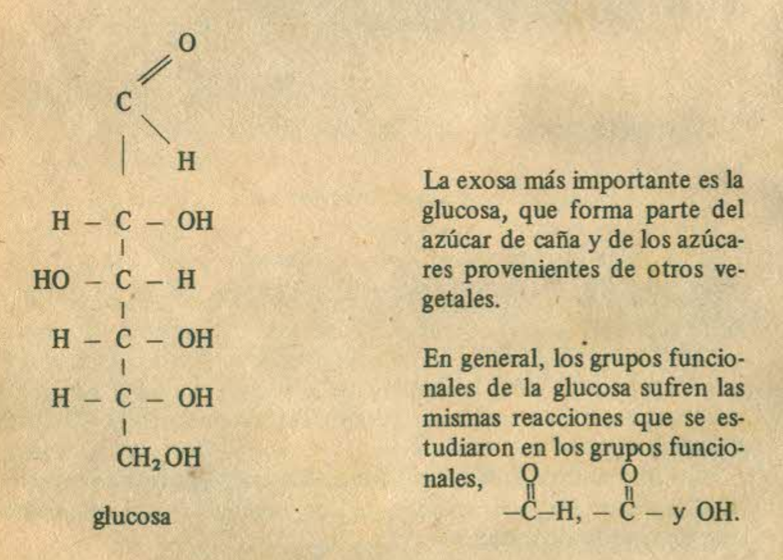
1. *Carbohidratos o azúcares:* Constituyen la principal fuente de alimentación ya que, a partir de éllos, se sintetizan grasas, proteínas etc. En general, corresponden a la fórmula general $Cn(H_2O)n$. Son generalmente alcoholes con grupos aldehídos y cetónicos.
   El carbohidrato más sencillo es el HCHO, pero el primero de importancia en bioquímica es el *gliceraldehído* que proviene de la oxidación del *glicerol.*

$$CH_2OH-CH(OH)-CH_2OH \xrightarrow{\text{oxidac.}} CHO-CH(OH)-CH_2OH + H_2O$$

glicerol gliceraldehído

Clasificación de los carbohidratos:

(*a*)*Monosacáridos.* Son los azúcares o glúcidos de moléculas más pequeñas. Los de *dos carbonos se llaman diosas, los de tres carbonos, triosas, los de cuatro carbonos, tetrosas,* y los *de cinco y seis carbonos, pentosas* y *exosas* que son los más importantes.



glucosa

La exosa más importante es la glucosa, que forma parte del azúcar de caña y de los azúcares provenientes de otros vegetales.

En general, los grupos funcionales de la glucosa sufren las mismas reacciones que se estudiaron en los grupos funcionales, $-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-H$, $-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-$ y OH.

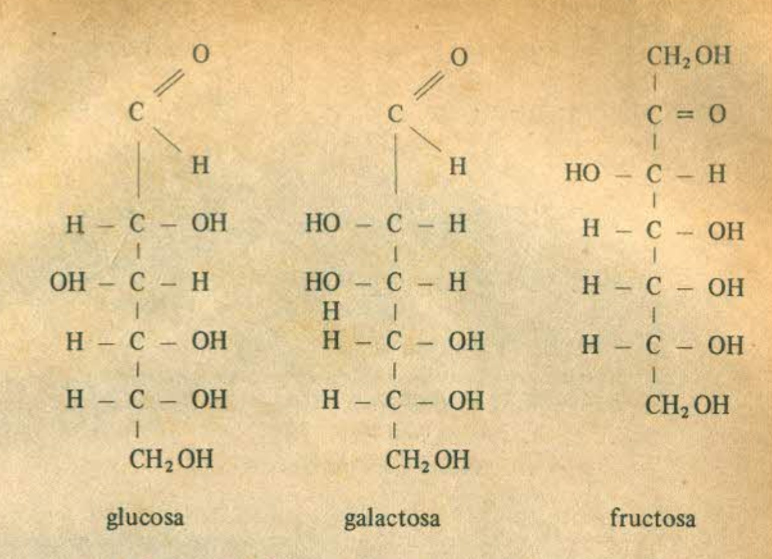
(*b*)*Polisacáridos.* Los monosacáridos se unen entre sí formando los polisacáridos (disacáridos, trisacáridos, polisacáridos).

Los disacáridos más importantes son:

(*a*) La maltosa, que se compone de glucosa y glucosa;

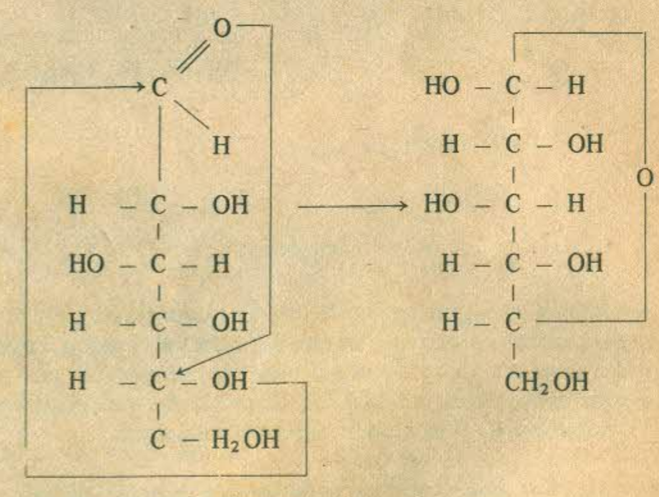
(*b*) La sacarosa o azúcar común que se compone de glucosa y fructosa;

(*c*) LA lactosa que se compone de glucosa y galactosa.



glucosa galactosa fructosa

En la formación de un disacárido como la sacarosa, primero ocurre una ciclización de los monosacáridos glucosa y fructosa:

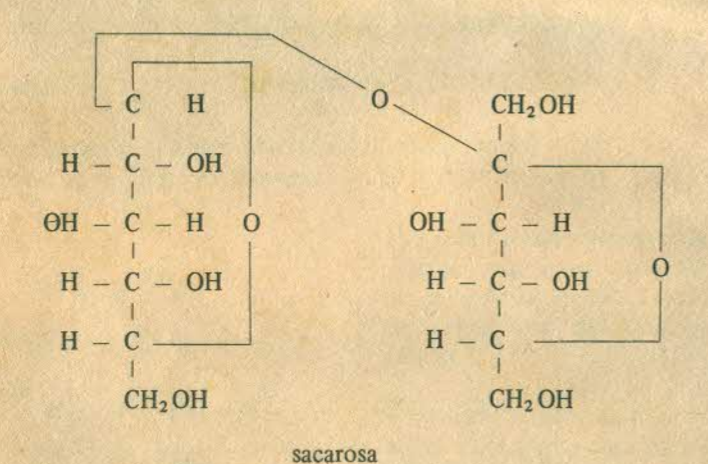


ciclización de la glucosa

Cuando se unen entre sí la glucosa y la fructosa, en sus formas cíclicas, se forma la sacarosa o azúcar común (de caña), con producción de una molécula de agua.

```
        CH2OH                      CH2OH
          |                          |
   ┌──→ C = O ──┐             HO – C ─────┐
   │      |     │                  |      │
HO –    C  – H  │             H – C – H   │
   │      |     │                  |      O
 H –    C  – OH │             H – C – OH  │
   │      |  ←──┘                  |      │
 H –    C  – OH ─┐            H – C ─────┘
   │      |      │                 |
   │    CH2OH    │               CH2OH
   └─────────────┘
```

ciclización de la fructosa



sacarosa

Almidones. La polimerización de los monosacáridos que forman largas cadenas da origen a los almidones; así el almidón corriente (de yuca) es el polímero de la glucosa. *Un polímero* es una molécula gigante conformada por la unión de moléculas más pequeñas llamadas monómeros; el proceso se llama *polimerización.*

2. *Grasas.* Las grasas neutras o grasas propiamente dichas, también llamadas glicéridos, son ésteres del glicerol y los ácidos grasos, especialmente el palimítico y el esteárico ($C_{15}H_{33}COOH$ y $C_{17}H_{35}COOH$ respectivamente). De la reacción entre el *glicerol* (propanotriol) y el *ácido esteárico* resulta el *triestearato de glicerilo* (estearina), que es el principal componente de la grasa de cerdo.


```
    H       O
    |       ||
H – C – O – C – C17H35
    |       O
    |       ||
H – C – O – C – C17H35
    |       O
    |       ||
H – C – O – C – C17H35
    |
    H
```

triestearato de glicerilo

Una reacción importante de las grasas es la que ocurre con las bases fuertes. Este proceso se conoce con el nombre de *saponificación.* La reacción produce glicerina y un jabón. L saponificación de la estearina puede representarse así:

```
    H       O
    |       ||
H – C – O – C – C17H35
    |       O
    |       ||
H – C – O – C – C17H35 + 3NaOH ⟶
    |       O
    |       ||
H – C – O – C – C17H35
    |
    H
```

estearina + hidróxido de sodio ⟶

```
    H
    |
H – C – OH
    |                       O
    |                     //
H – C – OH + 3 C17H35 – C
    |                     \
    |                      ONa
H – C – OH
    |
    H
```

glicerol + estearato de sodio (un jabón)

Dentro del grupo de las grasas se encuentran las *ceras*. En éstas ya no es glicerol el que reacciona con ácidos para formar el éster; aquí concurren alcoholes de alto peso molecular como el *colesterol*.

Proteínas. Son compuestos generalmente cuaternarios o sea aquellos que contienen los cuatro elementos: C,H,O,N. En muchas ocasiones se encuentra presente el azufre, S. En términos generales, la composición porcentual, elemental de las proteínas es la siguiente:

C :	45% a 55%
O :	19% a 25%
H :	14% a 20%
N :	6%
S :	0% a 8%

Las proteínas están compuestas por unidades que se repiten y que constituyen, como los ladrillos o unidades más simples, que reciben el nombre de *aminoácidos*. Los aminoácidos, como su nombre lo indica, contienen un radical ácido (–COOH) y un radical amina ($-NH_2$).

Las proteínas cumplen varias funciones en los seres vivos a saber: *a*) plástica (de relleno); *b*) conformación de estructuras; *c*) hormonas, enzimas o fermentos; *d*) trasmisores de caracteres hereditarios (ADN); *e*) componentes de los anticuerpos.

Comportamiento químico de las proteínas

(*a*)Por *hidrólisis*, en presencia de ácidos fuertes, álcalis fuertes o enzimas, producen agrupaciones de aminoácidos (20 a 25).

(*b*)Son *anfóteras*, debido a la presencia de grupos ácidos y básicos. Según el medio se comportan como ácidos o como bases.

(*c*)Debido a su composición tan peculiar, ejercen acciones químicas muy específicas. Así es difícil explicar cómo dos proteínas, muy semejantes químicamente, funcionan la una como enzima y la otra como hormona, lo cual puede ser debido a la distribución de los aminoácidos en la molécula.

Recuérdese que una *enzima es un catalizador biológico* y una *hormona es una sustancia producida por las glándulas de secreción interna ó endocrinas*.

Algunos ejemplos de proteínas son: Las albúminas (de los huevos), las gluteninas (del trigo) y las elastinas (de los ligamentos).

Aminoácidos. Son ácidos orgánicos aminados. Su fórmula general es:

$$\begin{array}{ccc} & NH_2 & \\ & | & \\ R - & C & - COOH \\ & | & \\ & H & \end{array}$$

Se han aislado de 30 a 32 aminoácidos. Algunos son dextrógiros y otros son levógiros, pero de acuerdo con la posición a la derecha o a la izquierda del grupo $-NH_2$, se les denomina *D* – o *L* –. (En cualquier compuesto la designación *D*– o *L*– sólo indica posición de radicales y nunca desviación del plano de la luz polarizada.)

$$\begin{array}{ccc} & CH_3 & \\ & | & \\ H - & C & - NH_2 \\ & | & \\ & COOH & \end{array} \qquad\qquad \begin{array}{ccc} & CH_3 & \\ & | & \\ NH_2 - & C & - H \\ & | & \\ & COOH & \end{array}$$

ácido α - amino propiónico (*D* - alanina)

ácido α - amino propiónico (*L*-alanina)

En los ácidos orgánicos, los carbonos se designan con las letras del alfabeto griego empezando por el α, C que está inmediatamente después del grupo – COOH.

Otros aminoácidos son:

$$\begin{array}{ccccc} & & & NH_2 & \\ & & & | & \\ CH_3 - & CH & - & C & - COOH \\ & | & & | & \\ & CH_3 & & H & \end{array} \qquad \begin{array}{ccccccc} & & & & & NH_2 & \\ & & & & & | & \\ CH_3 - & CH & - & CH_2 & - & C & - COOH \\ & | & & & & | & \\ & CH_3 & & & & H & \end{array}$$

α-amino isovalérico (valina)

α-amino isocaproico (leucina)

$$\begin{array}{lccc} & & NH_2 & \\ & & | & \\ S - & CH_2 - & C & - COOH \\ | & & | & \\ | & & H & \\ | & & H & \\ | & & | & \\ S - & CH_2 - & C & - COOH \\ & & | & \\ & & NH_2 & \end{array} \qquad \begin{array}{c} I \\ HO - C_6H_3 - CH_2 - \underset{H}{\overset{NH_2}{C}} - COOH \end{array}$$

di - tio - amino propiónico (cistina)

hidroxi - yodo - fenil -alanina (yodo - tirosina)

Comportamiento químico de los aminoácidos

(*a*) Por su grupo $-NH_2$, se disuelven y disocian con carácter débil.

(*b*) Por sus radicales ácidos se unen a los alcoholes para dar ésteres.

(*c*) Reaccionan con ácidos orgánicos o sus sales actúan como bases, *ejemplo:* benzoato de glicina.

(*d*) Los aminoácidos se unen entre sí para formar, di, tri, polipéptidos y como consecuencia las proteínas. Esta unión se llama *peptídica.* En seguida se presenta la formación del dipéptido de la glicina.

$$\underset{\underset{NH_2}{|}}{H_2C}-\overset{\overset{O}{\|}}{C}-\boxed{OH} + \underset{\underset{\boxed{H}-NH}{|}}{H_2C}-\overset{\overset{O}{\|}}{C}-OH \longrightarrow \underset{\underset{NH_2}{|}}{H_2C}-\overset{\overset{O}{\|}}{C}-\underset{\underset{H}{|}}{N}-\overset{\overset{H}{|}}{\underset{\underset{H}{|}}{C}}-\overset{\overset{O}{\|}}{C}-OH$$

El enlace típico en las moléculas proteínicas es la unión peptídica.

$$-\left[\overset{\overset{O}{\|}}{C}-\underset{\underset{H}{|}}{N}\right]-$$

14. CARACTERISTICAS GENERALES DE LOS METALES Y DE LOS NO METALES

Aunque en términos generales se han dividido los elementos en *metales y no metales,* en el esquema simplificado que se incluyó al estudiar la periodicidad, se consideran algunos elementos con la denominación de metaloides y los mismos metales se dividen en *alcalinos, alcalinotérreos, de transición, lantánidos* y *actínidos.*

Aquí se estudiarán brevemente las características de los metales y los no metales.

14.1 Los metales

Al estudiar la estructura electrónica de los átomos metálicos se encuentra la existencia de niveles de energía vacíos, cercanos a los niveles de valencia. Estos pueden ser ocupados por electrones de otros átomos metálicos o no metálicos.

Todos los metales se presentan formando *cristales* en los cuales los electrones de valencia se distribuyen entre aquellos niveles vacíos.

La *conductividad eléctrica* de los metales se debe a la movilidad de los electrones situados en la denominada banda de conducción de los metales. Los mejores conductores eléctricos son los elementos de transición, especialmente, Cu y Ag.

La *conductividad térmica* está más ligada al movimiento de los átomos dentro del cristal que al movimiento de los electrones. Los mejores conductores térmicos son los elementos alcalinos.

El *brillo* es característico de los metales y se debe a la reflexión de la luz que incide sobre los planos atómicos que poseen electrones móviles. Todos los metales presentan un brillo parecido al de la plata, excepto el cobre que es rojizo y el oro que es amarillo.

Los metales son dúctiles y maleables debido a que el enlace metálico permite que unos planos resbalen sobre otros, conservándose la estructura cristalina.

Los elementos de transición son duros y presentan altos puntos de fusión y ebullición. Los demás elementos, sobre todo los alcalinos, son blandos, debido a que los electrones de valencia están débilmente unidos y los potenciales de ionización son bajos, lo cual permite que los metales sean buenos reductores.

Los elementos alcalinos (familia I-A). Se les encuentra siempre formando compuestos debido a su gran actividad química, especialmente en forma de *fosfatos, silicatos, cloruros y carbonatos.* Se obtienen generalmente por la electrólisis de sus sales.

La configuración electrónica y algunas propiedades físicas se vieron al estudiar la periodicidad.

Propiedades químicas

1. En presencia del oxígeno del aire reaccionan formando óxidos. Por ello deben conservarse entre líquidos químicamente poco activos, como son los hidrocarburos.
2. Con el agua reaccionan violentamente formando el hidróxido y desprendiendo hidrógeno.

$$2Na_{(s)} + 2H_2O_{(l)} \longrightarrow 2Na^+ + 2OH^- + H_{2(g)}$$

3. Con el amoniaco forman amidas.

$$Na_{(s)} + NH_{3(g)} \longrightarrow \underset{\text{sodamida}}{NaNH_2} + \frac{1}{2}H_{2(g)}$$

Utilidad. Debido a la solubilidad de las sales orgánicas e inorgánicas de los metales alcalinos, muchos compuestos se convierten primero en sales

de sodio o potasio para poder trabajar con ellos en procesos diversos.
Se usan en la síntesis de compuestos orgánicos.

Elementos alcalinotérreos (familia II-A). Se encuentran en la naturaleza en forma de compuestos, especialmente *carbonatos, sulfatos* y *fosfatos.* Los más abundantes son el *calcio, estroncio* y *bario.*

Para obtener los elementos en estado puro se convierten en cloruros o fluoruros y luego se electrolizan las soluciones.

Estos elementos poseen dos electrones de valencia; por lo tanto sus cationes toman la forma M^{++}. Los tres primeros miembros de la familia son reactivos.

Propiedades químicas

1. Son fuertes agentes reductores. Sus potenciales de ionización van de 1,85 v para el berilio a 2,90 v para el bario, para la semirreacción $M_{(s)} \longrightarrow M^{++}_{(s)} + 2e$.
2. En estos elementos predominan las propiedades básicas. Sus óxidos reaccionan con el agua para formar hidróxidos según la reacción general: $MO + H_2O \longrightarrow M(OH)_2$.

Utilidad. El magnesio se emplea en la formación de aleaciones con aluminio, para estructuras metálicas. Se emplea en pirotecnia, bombas incendiarias, flash fotográfico. Entra en el reactivo de Grignard.
El principal producto del calcio es el yeso ($CaSO_4 \cdot 2H_2O$) que se emplea en fertilizantes, cementos, concreto y yesos.

Elementos de transición (período cuarto). Se denominan elementos de transición a todos aquellos que se encuentran ubicados en el centro de la tabla periódica; después de la familia de los alcalinotérreos (familia II-A) y antes de la familia del boro (familia III-A). En otras palabras, los grupos encabezados por los elementos escandio (Sc), titanio (Ti), vanadio (V), cromo (Cr), manganeso (Mn), hierro (Fe), cobalto (Co), níquel (Ni), cobre (Cu) y cinc (Zn), todos ellos pertenecientes al tercer período.

Como característica central, se observa en la química de estos elementos, el hecho de que su comportamiento es más similar horizontal que verticalmente, al contrario de lo que ocurre con los elementos de otras familias.

Desde el punto de vista de la estructura electrónica, los elementos de transición del tercer período, presentan como base la estructura del calcio: Ca, número atómico 20:

$$_{20}Ca \quad 1s^2 \quad 2s^2 \quad 2p^6 \quad 3s^2 \quad 3p^6 \quad 4s^2 \quad 3d$$

Para los elementos siguientes, del Sc número atómico 21, al Zn, número atómico 30, se llena el subnivel *3d*, paulatinamente, o sea que la mayoría presentan orbitales *3d* vacíos. Todos presentan 2 electrones en el orbital *4s*, excepto el Cr y el Cu que presentan 1, debido a que el otro electrón pasa al subnivel *3d*.

En los elementos comprendidos entre el itrio (Y, número atómico 39) y el cadmio (Cd, número atómico 48), el subnivel *4d* es el que se va llenando paulatinamente.

Debido a su estructura electrónica los elementos de transición presentan como características físicas las siguientes:

(*a*) Todos presentan las características fundamentales de los metales.
(*b*) Son duros debido a que existen enlaces covalentes interatómicos.
(*c*) Poseen altos puntos de fusión y ebullición.
(*d*) Debido a la existencia de electrones sin parear, tanto los elementos puros, como sus compuestos, presentan la propiedad del paramagnetismo. (Una sustancia *para magnética,* es aquella que cuando está entre dos polos magnéticos de carácter opuesto, es atraída hacia la región de mayor intensidad.

Propiedades químicas. Las características químicas más importantes de estos elementos son:

(*a*) Tanto los electrones *s* como los electrones *d*, pueden ser removidos, dando origen a diferentes tipos de cationes de un mismo elemento. Pueden tener varios números de oxidación. Así el cromo puede existir como:

$$Cr^{++}, Cr(OH)_2$$
$$Cr^{+++}, Cr(OH)_3, CrCl_3$$
$$Cr^{+6}, K_2CrO_4, K_2Cr_2O_7$$

(*b*) Las sales de estos elementos son generalmente coloreadas.
(*c*) Por la existencia de orbitales vacíos, se forman iones complejos (véase la nomenclatura).
(*d*) Los cationes de estos elementos, en agua, forman soluciones de carácter ácido debido a que en la formación de compuestos, el enlace M—O es más fuerte que el enlace O——H, para la estructura M – O – H. (En esta estructura a medida que el átomo M, atrae los electrones con más fuerza, hay tendencia hacia las propiedades ácidas. A medida que la energía de ionización de M disminuye, hay tendencia hacia las propiedades básicas.)

Iones complejos. Una característica que presentan casi exclusivamente los elementos de transición es la formación de iones complejos, que son sustancias compuestas que contienen un catión central, al cual están uni-

dos varios aniones por enlace iónico y unas moléculas neutras con exceso electrónico (Bases Brönsted-Lowry), tales como H_2O, NH_3, CN^-, Cl^-, etc., que están unidos por enlaces covalentes coordinados. Esto se explica por la existencia de orbitales vacíos en la estructura de aquellos cationes. El número de especies que pueden estar unidos a un catión por medio de enlaces covalentes recibe el nombre de *número de coordinación.*

14.2 No metales

Los no metales son los elementos que se encuentran en el lado derecho de la tabla periódica: hidrógeno (H), carbono, (C), nitrógeno (N), fósforo (P), oxígeno (O), azufre (S), selenio (Se), flúor (F), cloro (Cl), bromo (Br) y yodo (I). De estos, el hidrógeno se ubica a veces en la primera familia (alcalinos) por la similitud en cuanto a propiedades. Son gaseosos en estado natural, el H, N, O, F y Cl. El Br, es líquido.

Estos elementos poseen una alta *electronegatividad.* Sus potenciales de ionización son altos; de aquí su tendencia a formar moléculas con enlaces de tipo covalente.

Con los metales de bajo potencial de ionización forman enlaces iónicos.

Nitrógeno. Es un gas, incoloro, inodoro, insípido. A temperatura de $-195{,}18°C$ y a 1 atmósfera de presión se licúa y a $-209{,}86°$ se solidifica. Se presenta en moléculas diatómicas. En el aire se encuentra en estado libre constituyendo el 78% del mismo.

Con metales activos forma nitruros.

Ejemplo:

$$3Mg + N_2 \longrightarrow Mg_3N_2$$

La hidrólisis de estos nitruros produce amoniaco.

$$Mg_3N_2 + 6H_2O \longrightarrow 2NH_3 + 3\,Mg(OH)_2$$

La principal utilización del nitrógeno es para la producción del ácido nítrico, sustancia ésta que se consume en grandes cantidades en la industria, especialmente en la producción de colorantes.

Uno de los sistemas más utilizados para la obtención del ácido nítrico es el *proceso de Haber,* consistente en sintetizar el amoniaco a partir del H_2 y el N_2 a alta temperatura y presión en presencia de un catalizador de hierro.

Ejemplo:

$$N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$$

El NH_3, se quema en presencia de un catalizador de platino y se convierte en NO, el cual se oxida a ácido nítrico.

$$2NH_3 + \frac{5}{2}O_2 \xrightarrow{Pt} 2NO + 3H_2O$$

$$NO + \frac{1}{2}O_2 \longrightarrow NO_2$$

$$2NO_2 + H_2O \longrightarrow HNO_3 + HNO_2$$

Oxígeno. En estado puro es un gas incoloro, inodoro e insípido. Se licúa a temperatura de $-183°C$, presentándose como un líquido azulado y a $-219°C$ se solidifica, con un color igualmente azul.

En estado libre se le encuentra en el aire en proporción aproximada del 20%; también se encuentra disuelto en el agua. En forma combinada se encuentra formando parte de los seres vivos y de una gran cantidad de compuestos. La litosfera contiene grandes cantidades de sílice (SiO_2).

En la mayoría de estos compuestos presenta estado de oxidación -2. Se une con casi todos los elementos metales y no metales para formar los óxidos (ácidos y básicos).

Es un gran comburente (produce combustión) y un oxidante muy fuerte por lo cual se le usa industrialmente para tostación de minerales. Biológicamente, interviene en las reacciones de oxidación a nivel celular para producir la energía necesaria para la vida.

Con estado de oxidación -1 se presenta en los peróxidos, cuya característica es el grupo $:\ddot{\underset{..}{O}}:\ddot{\underset{..}{O}}:^{-2}$, que es altamente oxidante. Un peróxido de uso diario es el peróxido de hidrógeno (H_2O_2) o agua oxigenada (dioxogen).

Hidrógeno. Es un gas incoloro, inodoro e insípido. Es el gas menos denso que se conoce. Se licúa a $-252{,}6°C$, y solidifica a $-259°C$, si la presión es de 1 atmósfera.

Se encuentra en la atmósfera en pequeñísimas cantidades. Forma parte de seres vivos, del agua y de gran cantidad de compuestos inorgánicos. En las estrellas se está formando en grandes cantidades, por lo cual se dice que es el elemento más abundante en el universo.

Se produce cuando reaccionan algunos metales activos con el agua fría, caliente o con ácido.

$$2K_{(s)} + 2H_2O_{(l)} \longrightarrow 2K^+ + 2OH^- + H_{2\,(g)}$$

$$3Fe_{(s)} + 4H_2O_{(g)} \longrightarrow F_3O_{4\,(s)} + 4H_{2\,(g)}$$

$$Zn_{(s)} + 2H + 2Cl^- \longrightarrow Zn^{++} + 2Cl^- + H_2O$$

Como producto de sus reacciones con otros elementos, el hidrógeno se encuentra en forma de *hidruros metálicos* (estado de oxidación -1), *ejem-*

plos: BeH_2, MgH_2, LiH, AlH_3; o hidruros moleculares (estado de oxidación +1), *ejemplos:* H_2O, NH_3 y HCl.

Es combustible, a alta temperatura arde en atmósfera de oxígeno para generar H_2O, según la siguiente reacción:

$$2H_2 + O_2 \longrightarrow 2H_2O$$

Es un gran agente reductor. Reduce los óxidos de metales a metal libre.

Se emplea en gran cantidad para la hidrogenación catalítica, para convertir aceites y carbones en grasas y gasolinas sintéticas. En soldadura en el soplete oxhídrico. En el gas de agua (Co + H_2), que se emplea como combustible para calentar residencias.

Test de evaluación

Términos y conceptos. Conocimientos

Cada una de las preguntas está seguida por cinco posibles respuestas señaladas con las letras (*a*) hasta (*e*), usted debe estudiar detenidamente cada pregunta y las posibles respuestas; y escoger la que crea que es la correcta.

1. El gas más abundante en la atmósfera terrestre es:
   (*a*) Oxígeno.
   (*b*) Vapor de agua.
   (*c*) Hidrógeno.
   (*d*) Nitrógeno.
   (*e*) Bióxido de carbono.

2. El agua químicamente pura puede obtenerse por:
   (*a*) Ebullición.
   (*b*) Destilación.
   (*c*) Filtración.
   (*d*) Electrólisis.
   (*e*) Catálisis.

3. Cuando el mercurio se combina con otro metal forma:
   (*a*) Una aleación.
   (*b*) Una emulsión.
   (*c*) Una mezcla.

   (*d*) Una amalgama.
   (*e*) Una escoria.

4. La partícula negativa con la masa más pequeña, se llama:
   (*a*) Mesón.
   (*b*) Protón.
   (*c*) Neutrón.
   (*d*) Positrón.
   (*e*) Electrón.

5. La valencia de un elemento es:
   (*a*) El número máximo de átomos de hidrógeno que pueden combinarse con un átomo de otro elemento.
   (*b*) El peso ganado o perdido en la combinación química.
   (*c*) El número de electrones en el interior de una molécula.
   (*d*) El peso atómico.
   (*e*) El peso atómico dividido por el número de electrones en el exterior de una molécula.

6. El proceso de remover todos los iones de hidrógeno que tiene una solución por medio de la adición de un número igual de iones oxhidrilos, se llama:
   (*a*) Precipitación.
   (*b*) Hidrólisis.
   (*c*) Electrólisis.
   (*d*) Neutralización.
   (*e*) Catálisis.

7. La figura representa:
   (*a*) Una bureta.
   (*b*) Una pipeta.
   (*c*) Un tubo de ensayo.
   (*d*) Un vaso de precipitados.
   (*e*) Una probeta.

8. Una temperatura de cero absoluto es:
   (*a*) Un punto que es usado como nivel de referencia en todas las escalas de temperatura.
   (*b*) La temperatura más baja que se ha podido obtener.

(*c*) El punto en el cual el mercurio se congela.
(*d*) El punto de 100° Farenheit.
(*e*) La más baja temperatura posible.

9. En la tabla periódica de los elementos se distinguen dos grandes grupos principales de elementos; compare las características de estos dos grupos.

10. Según la teoría de Dalton:
(*a*) La materia es continua.
(*b*) La materia está compuesta de partículas eternas.
(*c*) La materia está compuesta de partículas individuales de materia que no pueden subdividirse por ningún proceso desconocido.
(*d*) La materia está compuesta por átomos divisibles.
(*e*) La materia está compuesta por átomos divisibles únicamente en electrones y protones.

11. Un metal se diferencia de uno no metal:
(*a*) En su peso atómico.
(*b*) En su estructura electrónica.
(*c*) En la capacidad de enlace.
(*d*) En el potencial de ionización.
(*e*) En su solubilidad en agua.

12. Indique cuáles de las siguientes moléculas presentan enlace covalente:
(*a*) Cl_2
(*b*) NaCl
(*c*) H_2O
(*d*) LiH
(*e*) CH_4

13. ¿Cuál de las siguientes leyes es característica de las reacciones químicas?
(*a*) Ley de Henry.
(*b*) Ley de Roault.
(*c*) Ley de conservación de la masa.
(*d*) Ley del octete.
(*e*) Ley de Graham.

13a. Indique cuál de las siguientes reacciones es *endotérmica:*

(*a*) $2H_{2(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2H_2O_{(g)} + 116$ Kcal

(*b*) $H_{2(g)} + I_{2(g)} \longrightarrow 2HI_{(g)} - 11{,}9$ Kcal

(*c*) $Hcl_{(g)} + NH_{3(g)} \longrightarrow NH_4Cl_{(s)} + 42{,}3$ Kcal

(*d*) $NH_4NO_{3(s)} \longrightarrow N_2O_{(g)} + 2H_2O_{(g)} + 87{,}1$ Kcal

(*e*) $2HCl_{(aq)} + Fe_{(g)} \longrightarrow FeCl_{2(aq)} + H_2S_{(g)} + 2{,}9$ Kcal

13b. Se conoce con el nombre de *isómeros estructurales:*
(*a*) Los compuestos que tienen la misma fórmula molecular e igual fórmula estructural.
(*b*) Los compuestos que tienen diferente fórmula molecular y diferente fórmula estructural.
(*c*) Los compuestos que contienen carbono en su molécula.
(*d*) Los compuestos que poseen igual densidad e igual fórmula molecular.
(*e*) Los compuestos que poseen la misma fórmula molecular pero diferente fórmula estructural.

14. El estado de oxidación comúnmente conocido y más alto del cromo es:
(*a*) + 4; (*b*) + 5; (*c*) + 3, (*d*) + 5; (*e*) + 7.

15. La reducción del ion MnO_4^- en solución frecuentemente ácida produce:
(*a*) Mn^{++}; (*b*) Mn^{+++}; (*c*) MnO_2; (*d*) MnO_4^{--}; (*e*) Mn_2O_7.

16. Agua dura es:
(*a*) Agua que contiene Ca^{++}, Mg^{++} o Fe^{++}.
(*b*) Agua que contiene HCO_3^-.
(*c*) Agua que contiene $CO_3^=$.
(*d*) Agua que contiene Na^+.
(*e*) Agua que contiene hielo.

17. Se conoce con el nombre de *oxidación*
(*a*) Unicamente la corrosión del hierro.
(*b*) La ganancia de electrones.

(*c*) La pérdida de electrones.
(*d*) La descomposición de sustancias por la electricidad.
(*e*) La descomposición de los núcleos de algunos elementos.

18. El cloruro de sodio fundido conduce mucho mejor la corriente eléctrica que el cloruro de sodio sólido debido a:
(*a*) Que los electrones están libres en el NaCl fundido.
(*b*) Que en el NaCl sólido hay moléculas discretas.
(*c*) Que en el NaCl fundido se tienen cargas positivas y negativas libres.
(*d*) Que en el NaCl sólido, el enlace es covalente.
(*e*) Que los cristales de NaCl sólidos poseen mucha dureza.

19. Se conocen con el nombre de electrólitos a las sustancias:
(*a*) Que en solución, conducen la corriente eléctrica.
(*b*) Que en solución, dejan libres iones e hidrógenos.
(*c*) Que están formadas por enlaces covalentes.
(*d*) Que están formadas por enlaces iónicos.
(*e*) Que en solución, permanecen indisociadas.

20. Se llama grado de ionización de una sustancia química:
(*a*) Al número de átomos que contiene la molécula.
(*b*) Al número de iones que contiene la molécula.
(*c*) Al número de iones que se produce cuando éste se disuelve.
(*d*) A la fracción del número total de moléculas que se encuentran ionizadas.
(*e*) Al porcentaje de moléculas que se encuentran sin disociar.

21. Un indicador es una sustancia química empleada para conocer el punto final en una *titulación* debido a que:
(*a*) Adquiere un color característico en medio ácido.
(*b*) Adquiere un color característico en medio básico.
(*c*) Cambia rápidamente de color al pasar del medio ácido al medio básico.
(*d*) Cambia de color rápidamente al pasar del medio básico al medio ácido.
(*e*) Presenta coloraciones distintas en su forma iónica y en su forma molecular.

22. El enunciado: "En una solución saturada de un compuesto iónico ligeramente soluble, el producto de la concentración molar de cada ion, elevado a una potencia igual al número de iones de cada clase, presentes en la fórmula del compuesto, es una constante para una temperatura dada", corresponde a la expresión para:
(*a*) La constante de velocidad de una reacción.
(*b*) La constante de equilibrio de una reacción.
(*c*) La constante de disociación de un electrólito débil.
(*d*) La constante del producto de solubilidad.
(*e*) El grado de disociación de un electrólito débil.

23. La ley que afirma: *la masa total de las sustancias que reaccionan es igual a la masa total de las sustancias producidas,* es la ley de:
(*a*) Lavoisier.
(*b*) Einstein.
(*c*) Otto Hahn.
(*d*) Gulberg y Waage.
(*e*) Le Chatelier.

24. El *contenido calórico* de una sustancia es:
(*a*) La cantidad de calor que desprende en la combustión.
(*b*) La cantidad de calor que se requiere para oxidarla.
(*c*) La cantidad de calor que se absorbe en la combustión.
(*d*) El calor de formación de todos los enlaces que constituyen su molécula.
(*e*) El calor que se desprende en la formación de su molécula.

25. El *calor de reacción* o cambio del contenido calórico en una reacción es:
(*a*) La suma de los contenidos calóricos de los productos y los contenidos calóricos de los reactivos.
(*b*) La sustracción de los contenidos calóricos de los productos, de los contenidos calóricos de los reactivos.
(*c*) La sustracción de los contenidos calóricos de los reactivos, de los contenidos calóricos de los productos.
(*d*) La suma de los contenidos calóricos de los productos.
(*e*) La suma de los contenidos calóricos de los reactivos.

26. La velocidad de una reacción depende:
(*a*) De la naturaleza de los reaccionantes.
(*b*) De la concentración de los reaccionantes.
(*c*) De la temperatura.
(*d*) De (*a*) y (*b*).
(*e*) De (*a*), (*b*) y (*c*).

27. Un catalizador es una sustancia que:
(*a*) Acelera las reacciones químicas.
(*b*) Acelera o retarda las reacciones químicas.
(*c*) Suspende las reacciones químicas.
(*d*) No tiene efecto alguno en la velocidad de las reacciones químicas.
(*e*) Siempre debe estar presente en las reacciones químicas.

28. En el mecanismo de una reacción química, la etapa determinante de la velocidad de reacción sería:
(*a*) La etapa más rápida.
(*b*) La etapa más lenta.
(*c*) La única etapa.
(*d*) La primera etapa.
(*e*) La etapa en que interviene el menor número de átomos.

29. Según el moderno concepto de ácido, seleccione las especies químicas que usted considere como ácidos en la siguiente secuencia:
HCl, $NaCl$, CCl_4, Cl^-, H_2SO_4, $KHSO_4$, $SO_4^{=}$, K^+, H_2O, OH^-
H^+

30. Según el moderno *concepto de base*, seleccione las especies químicas que considere como bases en la siguiente secuencia:
NH_3, NH_2^-, $NH^{=}$, $N^{\equiv}$, NH_4^+, $NaOH$, Na^+, OH^-, H^+, H_2O,
C_2H_5OH, BF_3

31. El *número de Avogadro* es:
(*a*) El número de átomos en un átomo-gramo de un elemento.
(*b*) El número de protones en el núcleo de un elemento.
(*c*) El número de gramos en un mol de una sustancia.

(*d*) El número de electrones en el átomo neutro de un elemento.
(*e*) $6{,}02 \times 10^{-23}$.

32. En 100 ml de una solución acuosa 1 *M* de NaCl hay:
(*a*) Un mol de iones de sodio (Na^+).
(*b*) 0,1 moles de iones de sodio (Na^+).
(*c*) 0,1 moles de moléculas de cloruro de sodio (NaCl).
(*d*) El número de Avogadro de moléculas de cloruro de sodio.
(*e*) El número de Avogadro de iones de cloro (Cl^-).

33. Al arder una vela de tal manera que puedan pesarse todos los productos de la combustión, se debe encontrar que:
(*a*) Los productos pesan menos que la vela.
(*b*) Los productos pesan más que la vela.
(*c*) Los productos pesan igual que la vela.
(*d*) El peso de los productos depende de la constitución de la vela.
(*e*) El peso de los productos depende de la calidad de la combustión.

34. El mejor disolvente para el sulfato de sodio (Na_2SO_4) es:
(*a*) Benceno.
(*b*) Alcohol etílico.
(*c*) Glicerina.
(*d*) Agua.
(*e*) Gasolina.

35. A continuación aparece una lista de diferentes elementos químicos. Usted debe colocar en orden ascendente sus pesos atómicos (de los menos pesados a los más pesados).
(*a*) Nitrógeno.
(*b*) Fósforo.
(*c*) Potasio.
(*d*) Yodo.
(*e*) Carbono.

36. A continuación se da una lista de ácidos; usted debe ordenarlos en forma descendente de acuerdo con su acidez.
(*a*) HIO_3

(b) H_2SO_4
(c) HNO_3
(d) HCl
(e) HNO_2

37. Un *hidrocarburo* es aquella sustancia cuya molécula:
(a) Contiene hidrógenos.
(b) Contiene carbón.
(c) Contiene hidrógeno y oxígeno solamente.
(d) Contiene carbón e hidrógeno solamente.
(e) Contiene carbón y nitrógeno solamente.

38. Entre los compuestos orgánicos cuyas fórmulas aparecen a continuación, señale aquel que sea *acíclico, no saturado.*

```
        H   H   H   H                              H
        |   |   |   |                              |
(a) H - C - C - C - C - H         (b)              C
        |   |   |   |                         H - C//  \C - H
        H   H   H   H                             |     ||
                                              H - C     C - H
                                                   \\  /
                                                     C
                                                     |
                                                     H
```

```
        H           H                         H
        |           |                         |
    H - C --------- C - H          (d)  H - C - C  =  CH2
(c)     |                                     |   |
    H - C --------- C - H                     H   H
                    |
                    H
```

```
           H     H
            \   /
              C
     H      /   \      H
      \  C        C  /
   H  /             \  H
(e)      |          |
   H  \             /  H
        C         C
   H  /   \     /   \  H
              C
            /   \
           H     H
```


39. Uno de los siguientes grupos funcionales no contiene oxígeno. ¿Cuál es?
(a) Ester.
(b) Aldehído.
(c) Amina.
(d) Cetona.
(e) Acido.

40. Escriba los nombres químicos de cada uno de los compuestos cuyas fórmulas aparecen en seguida.:

(a) $CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_3$;

(b) $C_2H_5 - CH_2 - CH(C_2H_5) - C_4H_9$;

(c) $CH_3 - CH(CH_3) - CH_2 - CH_3$;

(d) $CH_2 = C(CH_3) - CH = CH_2$;

(e) $CH_3 - C \equiv C - CH(CH_3) - CH_3$;

(f) CH_3OH; (g) C_2H_5OH;

(h) $C_2H_5 - O - C_2H_5$;

(i) $H - CHO$; (j) $CH_3 - CHO$;

(k) $CH_3 - CO - CH_3$ (l) $CH_3 - COOH$;

(m) C_6H_5COOH; (n) C_6H_6; ($ñ$) $C_3H_5(OH)_3$.

41. Un *jabón* resulta de la reacción entre:
(a) Un carbohidrato y un ácido.
(b) Un azúcar y el reactivo de Fehling.
(c) Un ácido orgánico y el reactivo de Grignard.
(d) Una grasa y el hidróxido de sodio.
(e) Un ácido graso y la glicerina.

42. Una proteína se diferencia de una amina en que:
(a) La proteína tiene menor peso molecular.

(*b*) La proteína tiene el elemento nitrógeno.
(*c*) La proteína tiene el grupo HN_2.
(*d*) La proteína tiene aminoácidos.
(*e*) La proteína es un compuesto orgánico.

43. Un átomo de carbono es asimétrico cuando:
(*a*) Está unido a cuatro grupos químicos iguales.
(*b*) Está unido a cuatro grupos químicos diferentes.
(*c*) Está unido a dos grupos químicos iguales.
(*d*) Está unido a tres grupos químicos iguales.
(*e*) Está unido a un grupo de carácter aromático.

44. La reacción más característica de los *hidrocarburos saturados* es:
(*a*) La ozonización.
(*b*) La combustión.
(*c*) La esterificación.
(*d*) La nitración.
(*e*) La ciclización.

45. La identificación de los aldehídos se logra mediante:
(*a*) La reacción de Tollens.
(*b*) La reacción de Fehling.
(*c*) La reacción de Cannizzaro.
(*d*) La reacción de Wurtz.
(*e*) La reacción de Grignard.

46. Los hidrocarburos insaturados sufren de preferencia:
(*a*) Reacción de eliminación.
(*b*) Reacción de adición.
(*c*) Reacción de sustitución.
(*d*) Reacción de "cracking".

47. La fórmula general de *R* – NH – *R* corresponde a:
(*a*) Una amida.
(*b*) Una amina.
(*c*) Un alcohol.
(*d*) Un éter.
(*e*) Una cianhidrina.

48. ¿Cuáles de las siguientes afirmaciones son falsas y cuáles verdaderas?

(*a*) La temperatura expresada en grados Centígrados es siempre menor que la expresada en grados Kelvin.
(*b*) La presión de vapor del agua es independiente da la presión total.
(*c*) Cuando un líquido se evapora en un recipiente aislado térmicamente, la velocidad de evaporación aumenta con el tiempo.
(*d*) Las moléculas en el agua líquida a 100°C tienen energía potencial más baja que las moléculas en el agua gaseosa, a la misma temperatura.
(*e*) Para fundir un gramo de hielo, se necesitan aproximadamente 80 calorías; por tanto el calor molar de fusión del agua será de unas 1280 calorías.
(*f*) La solubilidad de un gas aumenta cuando la presión del gas sobre la solución aumenta.

49. Durante la electrólisis en el ánodo ocurre:
(*a*) La reducción
(*b*) La oxidación.
(*c*) La producción de electrones.
(*d*) La producción de energía eléctrica.
(*e*) El consumo de energía eléctrica.

De acuerdo con la siguiente reacción.

$$\underset{\text{amarillo}}{2CrO_4^{=}} + H_2O \rightleftharpoons \underset{\text{anaranjado}}{Cr_2O_7^{=}} + 2OH^-$$

50. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es falsa?
(*a*) La adición de iones H^+, cambia el calor de la solución de amarillo a anaranjado.
(*b*) La adición de iones OH^-, cambia el color de la solución de anaranjado a amarillo.
(*c*) En equilibrio, la concentración del ion dicromato es constante.
(*d*) Cuando la solución es anaranjada, todos los iones cromato CrO_4^{--} han sido transformados en iones dicromato.
(*e*) Cuando se remueven algunos iones cromatos CrO_4^{--}, por precipitación la concentración de iones dicromato se disminuye.

51. Una solución que tiene una concentración de hidrógeniones de 1×10^{-5}, tiene un *pH.* de:

(*a*) 5; (*b*) 0,5; (*c*) 10^{-5}, (*d*) $\frac{1}{10^{-5}}$; (*e*) 4,5

52. Si la constante de disociación del ácido cianhídrico, es $4,0 \times 10^{-10}$ una solución del ácido de concentración 0,01 *M* tendrá un porcentaje de ionización de:

(*a*) 2%; (*b*) 0,2%; (*c*) 0,02%; (*d*) 0,002%; (*e*) 20%.

53. Empleando los potenciales de oxidación se puede predecir si una reacción ocurrirá espontáneamente cuando:
(*a*) La suma de los potenciales de las dos semirreacciones es cero.
(*b*) Cuando la suma de los potenciales es negativa.
(*c*) Cuando la suma de los potenciales es positiva.
(*d*) Cuando la suma de los potenciales es mayor que 1,0.
(*e*) Cuando la suma de los potenciales es menor que 1,0.

54. ¿Cuál o cuáles de los siguientes pares de sustancias forman soluciones reguladoras o amortiguadoras?
(*a*) $HCl - NH_4Cl$
(*b*) $Na_2SO_4 - H_2SO_4$
(*c*) $KOH - K^+$
(*d*) $HClO_2 - NaClO_2$
(*e*) $AgNO_3 - HNO_3$

55. Una solución saturada es aquella que contiene:
(*a*) La máxima cantidad de soluto que puede contener determinada cantidad de disolvente.
(*b*) La mínima cantidad de soluto que puede contener determinada cantidad de disolvente.
(*c*) 100 gramos de soluto por 100 gramos de disolvente.
(*d*) La mitad de la cantidad de soluto que puede contener un litro de agua.
(*e*) 100 gramos de soluto por cada litro de disolvente.

56. Una solución molar (1*M*) es aquella que contiene:
(*a*) 100 gramos de soluto por litro de disolvente.
(*b*) Un mol de soluto por litro de disolvente.

(*c*) Un mol de soluto por litro de disolución.
(*d*) Un equivalente químico por litro de disolvente.
(*e*) Un equivalente químico por litro de disolución.

57. En una electrodeposición de plata se hace pasar una corriente de 2 faradios durante 2 segundos a través de la solución que contiene iones Ag^+ y se depositan:
(*a*) ½ equivalente gramo de plata.
(*b*) 4 equivalentes gramo de plata.
(*c*) 107,88 gramos de plata.
(*d*) 2 equivalentes gramo de plata.
(*e*) 1 equivalente gramo de plata.

58. El enunciado: "A temperatura constante, el volumen de una masa gaseosa seca es inversamente proporcional a la presión a que se haya sometido", corresponde a:
(*a*) La ley de Boyle.
(*b*) La ley de Charles.
(*c*) La ley de Dalton.
(*d*) La ley de Graham.
(*e*) La ley de las proporciones múltiples.

59. Un compuesto iónico es aquel:
(*a*) Que no conduce la corriente eléctrica.
(*b*) Que conduce la corriente eléctrica.
(*c*) Que está formado por enlace covalente.
(*d*) Que está formado por enlace iónico.
(*e*) Que en solución acuosa origina iones.

60. Una solución es lo mismo que:
(*a*) Una reacción química.
(*b*) Una neutralización.
(*c*) Paso del estado sólido al líquido.
(*d*) Una mezcla.
(*e*) Un disolvente.

61. Lea detenidamente cada una de las preguntas formuladas a continuación y responda muy abreviadamente.
(*a*) La incertidumbre de la suma de las mediciones 0,87 ± 0,02g y 2,51 ± 0,02g es: ____________________

(*b*) La temperatura a la cual una sustancia pasa del estado sólido al líquido se denomina: ________

(*c*) La gráfica que representa el cambio de fase de sólido a líquido se llama: ________

(*d*) Cuando se calienta el mechero: cera, lana de acero, azufre, cloruro de plata, plomo, estaño; se funde primero: ________

(*e*) La cantidad de calor necesario para convertir un mol de líquido en gas, recibe el nombre de: ________

(*f*) ¿Qué le sucede a la temperatura de un líquido cuando alcanza el punto de ebullición? ________

(*g*) Se hacen reaccionar 30 g de amoniaco y 25 g de cloruro de hidrógeno. ¿Cuánto amoniaco sobra? ________

(*h*) El peso de 22,4 litros de metano es: ________

(*i*) A partir de 2 moles de NO, se obtiene un número de moles de NO_2 igual a : ________

(*j*) El número atómico de los elementos fue hallado por: ________

La serie de preguntas que aparecen a continuación se refieren a la siguiente reacción hipotética y a la velocidad de reacción:

$$3A_{(g)} + B_{(g)} + 2C_{(g)} \longrightarrow D_{(g)} + 2E$$

La velocidad a la cual se forma *D* está dada por: $V = K\,[A]\,[B]^2$

62. Si se dobla la concentración de *A*, aumentará la velocidad de la reacción en un factor de:
(*a*) 2; (*b*) 3; (*c*) 4; (*d*) 9; (*e*) 10.

63. La velocidad de desaparición de *C* es igual a la velocidad de:
(*a*) Desaparición de *A*.
(*b*) Desaparición de *B*.
(*c*) Formación de *D*.
(*d*) Formación de *E*.

64. La velocidad de reacción no se afecta por cambio en:
(*a*) La concentración de *A*.
(*b*) La concentración de *B*.
(*c*) La concentración de *B*.
(*d*) La temperatura.

65. Duplicando la concentración de *B*, aumenta la velocidad de reacción por un factor de:
(*a*) 2; (*b*) 3; (*c*) 4; (*d*) 9; (*e*) 10.

Las cinco preguntas siguientes se refieren al sistema químico en equilibrio:

$$PCl_{5\,(g)} + 35\ \text{Kcal} \rightleftharpoons PCl_{3\,(g)} + Cl_{2\,(g)}$$

Se colocan 6 moles de $PCl_{5\,(g)}$ en un recipiente vacío de 10,0 litros de capacidad; la temperatura se mantiene a 230°C y se deja establecer el equilibrio. Una vez alcanzado el equilibrio, se efectúa el análisis de la mezcla, hallándose presente 1 mol de gas Cl_2.

66. El número de moles de PCl_5 presentes, debe ser:
(*a*) 0,0 moles.
(*b*) 1,0 moles.
(*c*) 5,0 moles.
(*d*) 5,6 moles.
(*c*) 6,0 moles.

67. La concentración molar del $Cl_{2\,(g)}$ en equilibrio es:
(*a*) 0,1 moles por litro.
(*b*) 0,2 moles por litro.
(*c*) 0,5 moles por litro.
(*d*) 1,0 moles por litro.
(*e*) 2,0 moles por litro.

68. El valor de la constante de equilibrio (Keq), para la reacción anterior es:

(*a*) $\dfrac{0{,}1 \times 0{,}1}{0{,}5} = 2{,}0 \times 10^{-2}$

(*b*) $\dfrac{1 \times 1}{5} = 2{,}0 \times 10^{-1}$

(*c*) $\dfrac{1 \times 1}{6} = 1{,}6 \times 10^{-1}$

(*d*) $\dfrac{5}{1 \times 1} = 5$

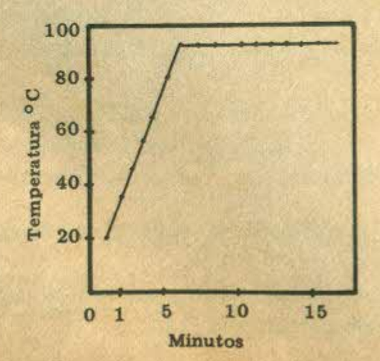
(*e*) $\dfrac{0{,}5}{0{,}1 \times 0{,}1} = 50$

69. El valor numérico de la constante de equilibrio (Keq) para la anterior reacción puede:
(*a*) Aumentar cuando la temperatura se aumenta 250°C, manteniendo constante la presión.

(*b*) Aumentar cuando la presión aumenta y la temperatura se mantiene constante.
(*c*) Aumentar si se inyecta cloro adicional, manteniendo constante la temperatura y la presión.
(*d*) Cambiar si se agrega un catalizador.
(*e*) Permanecer sin cambiar aún cuando se alteren las condiciones de cualquier manera.

70. ¿Cuál de los siguientes medios seguramente aumenta la cantidad de $PCl_{3(g)}$ presente, cuando se haya establecido un nuevo equilibrio?
(*a*) Disminución del volumen a temperatura constante.
(*b*) Inyección de cloro gaseoso en el sistema en equilibrio.
(*c*) Disminución de la temperatura a presión constante.
(*d*) Remoción de $PCl_{5(g)}$ del sistema en equilibrio.
(*e*) Inyección de $PCl_{5(g)}$ en el sistema en equilibrio.

Las preguntas 71 y 75 se refieren a un experimento en el que se determina la cantidad de energía requerida para vaporizar un peso conocido de agua. Lea cuidadosamente y luego responda cada una de las preguntas.
Se introduce un calentador de inmersión en un beacker que contiene 600 ml de agua. Se pone en funcionamiento el calentador y se toman las temperaturas con intervalos de un minuto. Después de 16 minutos de calentamiento se apaga el calentador y al pasar el agua restante a un cilindro graduado se encontró que medía 430 ml. Se sabe que el calentador da 10.000 calorías por minuto. Los resultados se utilizan para construir la siguiente gráfica.



71. En las condiciones del experimento, el punto de ebullición del agua fue aproximadamente de:

(*a*) 85°C; (*b*) 98°C; (*c*) 80°C; (*d*) 21°C;

(*e*) 60°C.

72. En las condiciones del experimento el agua se dejó ebullir durante:

(*a*) 5,50 min; (*b*) 6,00 min; (*c*) 10,00 min;

(*d*) 16,00 min; (*e*) 7,50 min.

73. ¿En cuál de los siguientes tiempos se evaporó el agua más rápidamente?

(*a*) 2 min; (*b*) 5 min; (*c*) 6 min, (*d*) 15 min;

(*e*) 16 min.

74. Desde el momento en que el agua empezó a ebullir se suministraron las siguientes calorías:
(*a*) 20.000 calorías
(*b*) 40.000 calorías
(*c*) 60.000 calorías
(*d*) 80.000 calorías
(*e*) 100.000 calorías

75. Suponiendo que la mayor parte del agua se evapora por ebullición, la cantidad de energía en calorías requeridas para vaporizar 1 g de agua es:

(*a*) $2 \times 10^4 \div 170$; (*b*) $6 \times 10^4 \div 170$;

(*c*) $6 \times 10^4 \div 170$; (*d*) $1 \times 10^5 \div 170$;

(*e*) $8 \times 10^4 \div 170$.

76. Defiéndase o rebátase cada una de las expresiones siguientes:
(*a*) Una fórmula empírica de un compuesto representa las relaciones de masas y relaciones atómicas de elementos.

(*b*) Los subíndices en las fórmulas moleculares no tienen significación real.

77. Escriba la ecuación química apropiada para cada uno de los procesos que se enuncian a continuación:
(*a*) Reacción del magnesio con el oxígeno en el flash fotográfico para dar óxido de magnesio.
(*b*) Reacción entre los vapores de amoniaco y ácido clorhídrico para dar el cloruro de amonio.
(*c*) Reacción entre el agua y el hidruro de litio e hidrógeno gaseoso.

78. El metal X reacciona espontáneamente con una solución 1*M* de $CuSO_4$, depositando $Cu_{(s)}$. Pero X no reacciona con una solución 1*M* de $Zn(NO_3)_2$.
Las semirreacciones para cada uno de estos metales son:

$$X_{(s)} \rightleftharpoons X^{++} + 2e^-$$

$$Cu_{(s)} \rightleftharpoons Cu^{++} + 2e^-$$

$$Zn_{(s)} \rightleftharpoons Zn^{++} + 2e^-$$

79. Con base en el experimento anterior, diga en cuál de estas secuencias están los metales correctamente colocados en orden decreciente como agentes reductores. (El agente reductor más fuerte debe ser el primero.)
(*a*) X, Cu, Zn
(*b*) Cu, Zn, X
(*c*) Zn, Cu, X
(*d*) Cu, X, Zn
(*e*) Zn, X Cu

80. Señale en el paréntesis de la derecha si la afirmación es falsa o verdadera.
(*a*) Las fuerzas de Van Der Waals son independientes del número de electrones presentes en una molécula.
(*b*) Siempre es posible licuar un gas por compresión. ( )

(*c*) La ecuación: $PV = nRT$ se puede aplicar siempre, no importa la magnitud de P y T, si V es grande. ( )
(*d*) La temperatura crítica es mayor cuanto mayores son las fuerzas atractivas. ( )
(*e*) En un gas, las moléculas de mayor energía son las más abundantes. ( )
(*f*) La presión de vapor de un líquido depende del recipiente. ( )
(*g*) La alta dureza del diamante se puede atribuir al tipo de enlace. ( )
(*h*) En un cristal triclínico hay por lo menos 2 ángulos diedros. ( )

81. El peso molecular de un compuesto binario es:
(*a*) El peso en gramos de una molécula del compuesto.
(*b*) La suma de los pesos atómicos de los átomos de la molécula.
(*c*) La suma de los pesos en gramos de los átomos de la molécula.
(*d*) El peso en gramos del número de Avogadro de moléculas del compuesto.
De las afirmaciones anteriores son ciertas:
(*a*) 1, 2 y 3 solamente.
(*b*) 1 y 3 solamente.
(*c*) 2 y 4 solamente.
(*d*) 4 solamente.
(*e*) Ninguna de las respuestas.

82. Al agregar un átomo-gramo de sodio metálico a un litro de agua:
(*a*) Se liberan 11,2 litros de hidrógeno en condiciones normales.
(*b*) Se liberan 11,2 litros de oxígeno en condiciones normales.
(*c*) Se produce una solución de hidróxido de sodio.
(*d*) Se liberan 22,4 litros de hidrógeno en condiciones normales.
De las afirmaciones anteriores son ciertas:

(*a*) 1, 2 y 3 solamente.
(*b*) 1 y 3 solamente.
(*c*) 2 y 4 solamente.
(*d*) 4 solamente.
(*e*) Ninguna.

83. El hidrógeno se puede preparar en el laboratorio:
(*a*) Por electrólisis del agua.
(*b*) Por acción de ciertos ácidos fuertes sobre ciertos metales.
(*c*) Por acción del agua sobre un metal alcalino.
(*d*) Por condensación del aire.
(*e*) Por combustión de metales.
De las afirmaciones anteriores son ciertas:
(*a*) 1, 2 y 3 solamente.
(*b*) 1, 3 y 5 solamente.
(*c*) 2 y 3 solamente.
(*d*) 3, 4 y 5 solamente.
(*e*) Ninguna.

Cuestionario de asociación

84. Lea con atención cada uno de los términos siguientes y diga cuatro palabras que le sugieran
1. Solubilidad
2. Atomo
3. Volumen
4. Combinación
5. Hipótesis
6. Condensación
7. Densidad
8. Sustancia pura
9. Elemento
10. Licuación

Cuestionario de pareamiento o correspondencia

85. De acuerdo con sus apreciaciones personales elija una descripción de la columna de la derecha que corresponda a un término de la columna de la izquierda

1. Combustión	(*a*) Regularidades que se enuncian como generalizaciones.
2. Fase	(*b*) La forma más indicada para determinar los factores que producen un cambio observado.
3. Experiencia controlada	(*c*) Cada uno de los componentes de un sistema.
4. Teorías	(*d*) Comportamiento que caracteriza la naturaleza de un gas.
5. Razonamiento inductivo	(*e*) Propiedad que tienen ciertos cuerpos de arder en presencia de oxígeno.
	(*f*) Proceso de lógica elemental para sistematizar la información.

Cuestionarios de analogía

86. A continuación se consigna una frase que debe tomar como base para subrayar uno de los términos colocados debajo de la frase y precedidos de una letra y que a su juicio guarde mayor relación con tal base.

1. – El número atómico de un elemento es a la posición que éste ocupa en la tabla periódica, como la electronegatividad es a:
(*a*) Electrones; (*b*) Protones; (*c*) Isótopos; (*d*) Neutrones.

2. – El helio es al argón como el flúor es a:
(*a*) Sodio; (*b*) Rubidio; (*c*) Calcio; (*d*) Cloro

3. – El electrón es a la electricidad como la materia es a:
(*a*) Molécula; (*b*) Atomo-gramo; (*c*) Atomo; (*d*) Ion.

4. – El estado de la materia es a la temperatura como cambio de fase es a:
(*a*) Tiempo; (*b*) Velocidad; (*c*) Materia; (*d*) Atomo.

5. – El enlace en un compuesto es a sus propiedades como su estabilidad es a:
(*a*) Dureza; (*b*) Conductividad; (*c*) Maleabilidad; (*d*) Cristalización.

6. — La reactividad del litio es a la del rubidio como la del yodo es a la reactividad de:
(*a*) Bromo; (*b*) Cloro; (*c*) Flúor; (*d*) Azufre.

Problemas propuestos

87. Escribe los productos de las siguientes reacciones:
(*a*) R-OH + HX ⟶

(*b*) $CH_3-\underset{\underset{O}{\|}}{C}-H + HCN \longrightarrow$

(*c*) $CH_3 - CO - CH_3 + NaHSO_3 \longrightarrow$

(*d*) $R-COOH + R-Mg-X \longrightarrow$

(*e*) $R-CO-NH_2 + H_2O \longrightarrow$

88. Escribe los nombres químicos de los compuestos cuyas fórmulas se presentan a continuación:

H_2O	HCl	NO	H_2SO_3	$NaCl$
NH_3	H_2SO_4	NO_2	$H_2Cr_2O_7$	Na_2SO_4
NH_4OH	HNO_3	$HClO$	H_3PO_4	NH_4NO_3
KOH	HNO_2	$HClO_3$	H_3BO_3	$NaHCO_3$
$NaOH$	HI	$HClO_4$		

89. Escribe las fórmulas de los compuestos cuyos nombres químicos se presentan a continuación:

cianuro de sodio	metano
bromuro de potasio	sulfito de sodio
fosfato de potasio	clorato de potasio
peróxido de hidrógeno	permanganato de potasio
fosfato de amonio	ácido sulfhídrico

90. En condiciones normales, 5,6 litros de un compuesto gaseoso, formado por el elemento *A* y el elemento *B*, pesan 7,0 gramos.

El peso atómico de *A* es 12 y el peso atómico de *B* es 16. La molécula gramo de un gas ocupa un volumen de 22,4 litros en condiciones normales. ¿Cuáles de las siguientes fórmulas representa una molécula del gas?
(*a*) AB_2
(*b*) AB
(*c*) A_2B
(*d*) A_2B_2
(*e*) AB_3

91. El análisis de un compuesto indicó que contiene yodo y oxígeno en cantidades de 254 gramos de yodo y 80 gramos de oxígeno. El peso atómico del yodo es 127 y el peso atómico del oxígeno es 16. ¿Cuál de las siguientes es la fórmula del compuesto?
(*a*) IO
(*b*) I_2O
(*c*) I_5O_2
(*d*) I_2O_5
(*e*) I_2O_7

92. Balancee los siguientes *cambios de oxidación y reducción*, empleando el *método de los números de oxidación.*
(*a*) $MnO_4^- + SnO_2^{--} \longrightarrow MnO_2 + SnO_3$

(*b*) $Cr_2O_7^{--} + SO_3^{--} \longrightarrow Cr^{+++} + SO_4^{--}$

(*c*) $Fe_3O_4 + Al \longrightarrow Fe + Al_2O_3$

(*d*) $Cu + NO_3^{--} \longrightarrow Cu^{++} + NO$

(*e*) $I_2 + Cl_2 + H_2O \longrightarrow HIO_3 + HCl$

93. Balancee los siguientes *cambios de oxidación y reducción*, empleando el *método de ion-electrón:*
(*a*) $H_2S + HNO_3 \longrightarrow H_2SO_4 + NO + H_2O$

(*b*) $Cr_2O_7^{--} + SO_2 + H^+ \longrightarrow Cr^{+++} + HSO_4^- + H_2O$

(*c*) $MnCl_2 + Cr^{+++} \longrightarrow Mn^{++} + Cr_2O_7^{--}$

(*d*) $I_2 + S_2O_3^{--} \longrightarrow I^- + S_4O_6^{--}$

(*e*) $HgS + NO_3^- + Cl^- \longrightarrow HgCl_4^{--} + SO_4^{--} + NO$

94. El cinc (Zn) reacciona con el ácido sulfúrico (H_2SO_4) dando hidrógeno. ¿Qué peso de cinc se precisa para obtener 100 litros de ese gas a 27°C y 546 mm de mercurio? *Resp.* 191 g.

95. En el laboratorio se obtiene ácido clorhídrico haciendo reaccionar el ácido sulfúrico con cloruro, de sodio, formándose también el sulfato ácido de sodio ($NaHSO_4$). ¿Qué peso de H_2SO_4 del 90% de pureza, en peso, se requiere para obtener un kilogramo de HCl? *Resp.* 0,29 g.

96. El ácido clorhídrico(HCl) se oxida con bióxido de manganeso (MnO_2) según la ecuación:

$$MnO_{2(s)} + HCl_{(aq)} \longrightarrow MnCL_{2(ag)} + CL_{2(g)} + H_2O$$

¿Cuántos moles de HCl se necesitan para formar 0,75 moles de gas cloro? *Resp.* 3 moles.

97. A partir de los calores de reacción que aparecen en la tabla No. 7, determinar la diferencia de contenido calórico entre productos y reactivos para los siguientes procesos:

(*a*) $N_{2(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow NO_{(g)} \quad \Delta H =$

(*b*) $H_2O_{(g)} + C_{(s)} \longrightarrow CO_{(g)} + H_{2(g)} \quad \Delta H =$

(*c*) $CH_{4(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)} + H_2O_{(g)} \quad \Delta H =$

98. Calcular el *pH* de las siguientes soluciones acuosas:

(*a*) CH_3COOH 10*M*

(*b*) NaOH 2*M*

(*c*) H_2SO_4 10*M*

(*d*) Na_2CO_3 0,4*M*

(*e*) $Ca(OH)_2$ 10*M*

99. Dado que *HX* es un ácido débil, calcular la constante de disociación sabiendo que una solución 0,1*M* de *HX*, tiene un *pH* de 4.

100. ¿Cuántos moles, milimoles y gramos de hidróxido de sodio (NaOH) hay en un litro de 1*M* de este compuesto?

101. ¿Cuántos moles y cuántos gramos están presentes en 2 litros de solución 2*M* de ácido sulfúrico?

102. Se disuelven 50 gramos de cloruro férrico ($FeCl_3$) hasta obtener un volumen de 500 mililitros. ¿Cuál será la normalidad de la solución?

103. Se obtienen 500 mililitros de solución 4*M* de ácido sulfúrico (H_2SO_4). ¿Qué volumen final de solución 2*M* se obtendrá, agregando agua?

Respuestas a los test de evaluación:

1. ***(d)*; 2. *(b)*; 3. *(d)*; 4. *(c)*; 5. *(a)*; 6. *(d)*; 7. *(b)*; 8. *(c)*; 9.** Véase la pág. 18.

10. *(c)*; 11. *(d)*; 12. *(a)*, *(c)*, *(e)*; 13. *(c)*; 13a. *(b)*; 13b. *(e)*; 14. *(c)*; 15. *(a)*; 16. *(a)*; 17. *(c)*; 18. *(c)*; 19. *(a)*.

20. *(d)*; 21. *(e)*; 22. *(d)*; 23. *(a)*; 24. *(d)*; 25. *(c)*; 26. *(e)*; 27. *(b)*; 28. *(b)*; 29. HCl, H_2SO_4, K^+, H_2O, H^+

30. NH_3, NH_2^-, $NH^=$, $N^{\equiv}$, NaOH, OH^-, H_2O, C_2H_5OH; **31. *(a)*; 32. *(b)*; 33. *(b)*; 34. *(d)*; 35. *(d)*, *(c)*, *(b)*, *(a)*, *(e)*; 36. *(d)*, *(c)*, *(b)*, *(a)*, *(e)*; 37. *(d)*; 38. *(a)*; 39. *(c)*.**

40. *(a)*: butano, *(b)*: 4-etil-octano, *(c)*: 2-metil, butano, *(d)*: 2-metil, 1,3-butadieno; *(e)*: 4-metil, 2-pentino, *(f)*: metanol, *(g)*: etanol, *(h)*: éter, etílico, *(i)*: metanol, *(j)*: etanol, *(k)*: propanona, *(1)*: ácido etanoico, *(m)*: ácido benzoico, *(n)*: benceno; **41. *(d)*; 42. *(d)*; 43. *(b)*; 44. *(b)*; 45. *(b)*; 46. *(b)*; 47. *(b)*; 48.** V = *(a)*, *(f)*; F = *(b)*, *(c)*, *(d)*, *(e)*; **49. *(b)*.**

50. *(d)*; 51. *(a)*; 52. *(d)*; 53. *(c)*; 54. *(a)*; 55. *(a)*; 56. *(c)*; 57. *(d)*; 58. *(a)*; 59. *(d)*.

60. *(d)*; **61.** *(a)* ± 0.04, *(b)* punto de fusión, *(c)* diagrama de fases, *(d)* la cera, *(e)* calor molar de evaporación, *(f)* permanece constante mientras dure la evaporación, *(g)* 18,4 g, *(h)* 16,0 g; *(i)* 2, *(J)* Moseley; **62.** *(a)*; **63.** *(d)*; **64.** *(e)*, **65.** *(c)*; **66.** *(c)*; **67.** *(a)*; **68.** *(a)*; **69.** *(a)*.

70. *(d)*; **71.** *(a)*; **72.** *(c)*; **73.** *(e)*; **74.** *(e)*; **75.** *(d)*; **76.** *(a)*. Solamente las reacciones atómicas, *(b)* Indican el número relativo de átomos en la molécula; **77.** *(a)* $2\ Mg_{(s)} + O_2 \rightarrow 2\ MgO$, *(b)* $NH_{3\,(g)} + MCl_{(g)} \rightarrow NH_4Cl_{(s)}$, *(c)* $H_2O_{(l)} + LiH_{(s)} \rightarrow LiOH_{(aq)} + H_{2\,(g)}$; **79.** *(c)*.

80. *(a)* F, *(b)* F, *(c)* V, *(d)* F, *(e)* F, *(f)* F, *(g)* V, *(h)* V; **81.** *(e)*; **82.** *(b)*; **83.** *(a)*; **84.** 1. Solución, disolvente, soluto, concentración; 2. indivisible, partícula, elemento, materia; 3. espacio, densidad, capacidad; 4. enlace, reacción, cambio, química; 5. supuesto, conjetura, alternativa, probar; 6. líquido, frío, cambio, lluvia; 7. peso, volumen, propiedad, relación; 8. compuesto, especie, fórmula estructura; 9. sustancia, periodicidad, átomos; 10. condensación, cambio, fundir, calentar; **85.** 1*(e)*; 2*(c)*; 3*(b)*; 4*(a)*; 5*(f)*; **86.** 1*(a)*, 2*(d)*, 3*(c)*, 4*(a)*, 5*(d)*, 6*(c)*; **87.** *(a)* $RX + H_2O$; *(b)* $CH_3CHOH\text{-}COOH + NH^+_4$; *(c)* $CH_3\text{-}C(CH_3)OH\text{-}SO_3Na$; *(d)* $RCOOMgX + RH$; *(e)* $R\text{-}COOH + NH_3$; **88.** agua, ácido clorhídrico, monóxido de nitrógeno, ácido sulfuroso, cloruro de sodio; amoníaco, ácido sulfúrico, bióxido de nitrógeno, ácido dicrómico, sulfato de sodio, hidróxido de amonio, ácido nítrico, ácido hiplocloroso, ácido fosfórico, nitrato de amonio; hidróxido de potasio, ácido nitroso, ácido clórico, ácido bórico, carbonato ácido de sodio; hidróxido de sodio, ácido yodhídrico, ácido perclórico; **89.** $NaCN$, HBr, K_3PO_4, H_2O_2, $(NH_4)_3PO_4$; CH_4, Na_2SO_3, $KClO_3$, $KMnO_4$, H_2S.

90. *(b)*; **91.** *(d)*; **97.** *(a)* 43.2; *(b)* 31,4; *(c)* 39,5; **98.** *(a)* 1,87; *(b)* 14,3; *(c)* 15; *(d)*; 11,93; *(e)* 15,3; 99.1 $\times 10^{-7}$.

100. 1 mol, 1000 milimoles, 40 gramos; 101. 4 moles, 392 gramos; **102.** 1,8*N*; **103.** 1000 mililitros.

FÍSICA

1. GENERALIDADES

1.1 Física

La física es una ciencia que estudia un grupo de hechos del mundo natural, llamados hechos físicos.

1.2 Aspectos con los cuales se estudian los hechos físicos

Los hechos físicos se agrupan con base en los siguientes aspectos: tiempo, espacio, masa, movimiento, energía, ondas, luz, electromagnetismo y radiaciones.

1.3 Ciencia y tecnología

En tanto que la ciencia se preocupa por buscar una explicación, la tecnología aprovecha los principios y leyes encontrados por el científico, para elegir medios y construir equipos que beneficien al hombre, de modo que pueda controlar los fenómenos que ocurren en la naturaleza.

1.4 Instrumentos que emplea la física

Los instrumentos utilizados por la física en la investigación de los fenómenos son: la mente humana, los sentidos, el lenguaje, las matemáticas y las herramientas, como máquinas y equipos, para mejorar las observaciones hechas por los sentidos.

1.5 Método científico

Las ciencias naturales en el proceso investigativo emplean el *Método científico*. Las actividades que hay que desarrollar mediante este método son: observación, identificación de problemas y formulación de los mismos, formulación de hipótesis, experimentos y selección de medios y equipos para llevarla a cabo, *recolección* y organización de datos, creación de modelos y formulación de teorías. El proceso no debe suspenderse una vez formulada una teoría sino que debe prolongarse hasta donde se pueda mejorar, aún más, el conocimiento humano.

1.6 ¿Cómo opera cada actividad?

La observación es el examen cuidadoso de un fenómeno. Durante la misma surgen una serie de preguntas o problemas; si se quisiera resolverlos

todos a la vez sería difícil encontrar una solución satisfactoria a cada uno de ellos. Es por eso por lo que se identifica uno en particular y se procede a formular una idea que proporciona una solución al mismo. Esta idea toma el nombre de *hipótesis*. La hipótesis debe ser probada y para llevar a cabo la prueba se diseña un experimento y se eligen los instrumentos para su realización. La realización del experimento debe llevarse a cabo mediante un control de aquellas variables que no se quieren observar y la anotación del comportamiento de las variables observadas. En poder de los resultados del experimento, el observador procede ya a organizar los datos obtenidos y a obtener de ellos conclusiones.

Las conclusiones pueden ser leyes que relacionan las variables y, se expresan mediante ecuaciones matemáticas, o generalizaciones. Por analogía con otro fenómeno, o con el comportamiento de otra cosa observada, crea un modelo que le procure una explicación al fenómeno objeto de la investigación. En poder de los modelos, leyes, principios y generalizaciones el investigador procede a *formular una teoría*.

2. MAGNITUDES Y MEDICIONES

2.1 Magnitud

Una magnitud es todo aquello que se puede medir. *Ejemplo:* La longitud de una varilla, la superficie de un solar, el volumen de una vasija, etc.

2.2 Medir

Medir es comparar una magnitud con otra de la misma clase y que se elige arbitrariamente como unidad. La magnitud elegida como unidad de medida toma el nombre de *patrón de medida*.

2.3 Clases de magnitudes

En física intervienen dos clases de magnitudes: *escalares* y *vectoriales*. Una magnitud escalar se expresa por medio de un número acompañado de la unidad utilizada. Para medir, en cambio, una magnitud vectorial, además del número y la unidad de medida es necesario expresar su dirección para que quede bien determinada.

Ejemplos

(*a*) 2 kilogramos *masa*, 3 metros de *longitud*, 4 metros cúbicos, son magnitudes escalares.

(*b*) 5 metros al norte, 40 kilogramos fuerza al oeste, son magnitudes vectoriales.

En el primer ejemplo las magnitudes son: masa, longitud y volumen; en el segundo, el desplazamiento y la fuerza.

2.4 Sistema de unidades

Es un conjunto de unidades en el que unas pocas se eligen como fundamentales y las demás se obtienen a partir de las fundamentales, realizando sobre ellas operaciones aritméticas.

Ejemplo: Si en vez de elegir una unidad de medida para cada una de las magnitudes siguientes: longitud, superficie y volumen, elegimos una unidad para la longitud, tal como el *metro*, las correspondientes a superficie y volumen las podemos obtener a partir de la unidad metro, mediante la operación llamada *potenciación*, resultando así: el metro ^{2} y el metro^3. Las unidades obtenidas se llaman *derivadas*.

3. MAGNITUDES FUNDAMENTALES

3.1 Magnitudes básicas

En física se han elegido tres magnitudes como fundamentales o básicas. Estas magnitudes son: *tiempo*, *espacio* y *masa*.

3.2 Tiempo

La duración de un hecho, como por ejemplo, el cerrar y abrir los ojos, nos da idea de algo que ha trascurrido. A ese algo lo llamamos *tiempo*.

Cuando viajamos de un lugar a otro ha trascurrido algo. Ese algo trascurrido es el tiempo. La medida del intervalo que hay entre el momento de salida y el momento de llegada es el tiempo, medida de la duración de un hecho. El hecho, en este caso, es el *movimiento*.

3.3 Intervalos de tiempo

Los intervalos de tiempo pueden ser muy grandes o muy pequeños. Para medir intervalos de tiempo se toman como patrones de medida los intervalos correspondientes a hechos que se repiten con regularidad. En física la unidad de medida elegida es el segundo, que corresponde a la duración del hecho: girar la Tierra 1/86.400 parte de una vuelta. Es de anotar que para la medida del tiempo no existe un patrón fijo que nos permita tomar reproducciones del mismo. Otras unidades de tiempo son: el día, la hora, el año, etc., pero se emplean muy poco en física.

La medida del tiempo se hace utilizando relojes, cronómetros, estroboscopios, relatos históricos o la desintegración de un elemento radiactivo.

3.4 Medida de intervalos largos de tiempo

Para medir intervalos largos se utilizan los relatos históricos o el decaimiento en la radiación de un elemento radiactivo como el *carbono catorce*.

3.5 Intervalos cortos de tiempo

El intervalo de tiempo correspondiente a un aletazo de un colibrí es posible medirlo utilizando un instrumento adecuado como el *estroboscopio*. EL estroboscopio es un disco al que se le han hecho una serie de ranuras. Cuando el disco se hace girar frente a un martillo de timbre en movimiento, se puede obtener una velocidad de rotación del disco que permite observar el martillo, siempre en la misma posición al pasar de una ranura a otra. Esto se llama detener el movimiento. Si el disco está dando 10 vueltas en un segundo y posee tan sólo una ranura, el tiempo medido es el del segundo, dividido por el número de vueltas. Si el disco posee cuatro ranuras y el disco da 10 vueltas en 12 seg, el tiempo medido es 12 seg, dividido por el producto que resulta de multiplicar el número de ranuras por el número de vueltas.

3.6 El espacio

Las nociones de tamaño y distancia nos dan idea del espacio. Cuando comparamos el tamaño de un mosquito con el de un toro o el tamaño de la Tierra con el del Sol, estamos pensando en el espacio; cuando comparamos la distancia entre dos ciudades cercanas, con la distancia a la Luna o a las estrellas, tenemos información acerca del espacio. No es necesario definirlo para saber en dónde nos movemos o en dónde hacemos algo. Basta con comprenderlo.

3.7 Longitud

Cuando comparamos las distancias entre dos objetos obtenemos la idea de longitud, que caracteriza al espacio.

3.8 Medida de longitudes

A diferencia del tiempo, para la longitud sí es posible encontrar un patrón de medida. La física utiliza como patrón de longitud *el metro*. Las medidas de longitud pueden realizarse en forma directa o indirecta. En las mediciones directas el instrumento para medir se lleva sobre la longitud a medir y las medidas indirectas utilizan los conocimientos sobre matemática.

Las grandes distancias pueden medirse, indirectamente, utilizando el método de *triangulación*. Este consiste en construir un triángulo semejante a otro, formado con la distancia que se va a medir, y del cual se conoce un lado. También las distancias se miden, utilizando un instrumento llamado *visor de paralaje*. Las distancias pequeñas se miden con instrumentos como el *tornillo micrométrico* o el *calibrador*.

3.9 La masa

Los cuerpos poseen algo en común que recibe el nombre de *masa*. La masa de un cuerpo se mide por medio de la *balanza*. Para medir masas se

elige como unidad de medida, la masa de un cilindro de platino e iridio. Esta masa se denomina *kilogramo patrón*.

Si no es posible medir la masa de un cuerpo en forma directa, mediante la balanza, ésta puede hallarse utilizando la densidad y el volumen. La densidad de un material es la masa correspondiente a la unidad de volumen. *Ejemplo:* Si un cuerpo tiene un volumen de 40 centímetros cúbicos y una masa de 80 gramos, la densidad del mismo es de dos gramos por cada centímetro cúbico. Esto es:

$$D = \frac{80\text{ g}}{40\text{ cm}^3} = \frac{2\text{ g}}{\text{cm}^3}$$

En forma general: $D = \frac{m}{V}$

Las unidades de densidad dependen de las unidades elegidas para medir la masa y el volumen.

3.10 Sistemas físicos de unidades

En física se presentan dos sistemas de unidades. El primero asigna a cada una de las magnitudes básicas una unidad básica así: a la longitud el metro (m), a la masa el kilogramo (kg) y al tiempo el segundo (seg). Este sistema se designa con las primeras letras de las unidades fundamentales elegidas, esto es: *MKS*. El segundo sistema asigna a la longitud el centímetro (cm), a la masa el gramo (g) y al tiempo el segundo (seg). Este sistema se conoce como *CGS*. En ingeniería en vez de los sistemas físicos, se utiliza el sistema técnico. Las magnitudes básicas del sistema técnico son: *La longitud, la fuerza* y *el tiempo*. La unidad de longitud es el metro, de la fuerza el kilogramo fuerza (kgf) y del tiempo el segundo.

Para pasar de un sistema a otro basta con conocer la equivalencia entre las unidades de uno y otro. *Ejemplo:* Si deseamos pasar una longitud de 12 m al sistema *CGS*; 12 m se multiplica por 100 cm que tiene cada metro.

Esto es, $12\text{ m} \times 100\frac{\text{cm}}{\text{m}} = 1200\text{ cm}$.

3.11 Errores en las mediciones

En toda medición se tiene un límite de seguridad para la medida efectuada. Los errores se presentan por limitación de nuestros sentidos o de los instrumentos de medida. La diferencia entre el valor exacto de una medición y la medida obtenida se llama *error absoluto;* el error absoluto, dividido por la medida exacta, se llama *error relativo*.

3.12 Cifras significativas

En una medición se llaman cifras significativas a los dígitos que se pueden escribir con seguridad. *Ejemplo:* Si para medir una longitud solamente se

posee una regla graduada en centímetros así: longitud medida, 42 cm, y no 42,4 cm porque sobra un dígito del que no podemos asegurar si es 3, 4 ó 5.

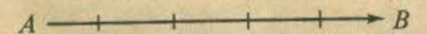
3.13 Notación científica

En física, como en las demás ciencias naturales, se emplea una forma de anotar las mediciones llamada *notación científica.* Consiste en escribir la medida mediante un decimal con las cifras significativas suficientes, multiplicado por una potencia de 10. *Ejemplo:* El resultado de una medida dio 4824 m. Notada científicamente es: $4{,}824 \times 10^3$. La notación científica permite establecer el orden de magnitud de la medición. En el ejemplo dado el orden de magnitud de la medición es 10^3 metros. Como puede verse el orden de magnitud de una medida es la potencia más cercana de 10 a la medida seguida de la unidad utilizada.

4. OPERACIONES CON VECTORES

4.1 Representación de un vector

Un vector se representa por medio de un segmento de recta de longitud igual al valor numérico del vector y una punta de flecha para indicar la dirección. *Ejemplo:* Representar el vector desplazamiento cuyo valor es de 5 m y dirección este.



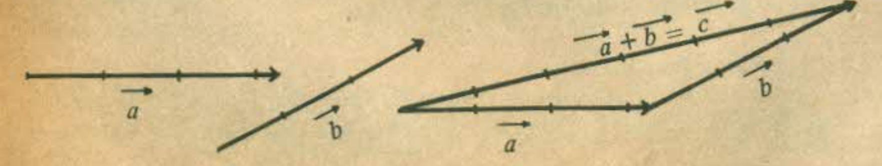
El punto *A* del vector se llama origen y el punto *B* extremo. Un vector cualquiera se nota por medio de una letra minúscula con una flecha encima así: $\vec{a}$; la letra en este caso indica el valor o intensidad del vector.

4.2 Adición de vectores

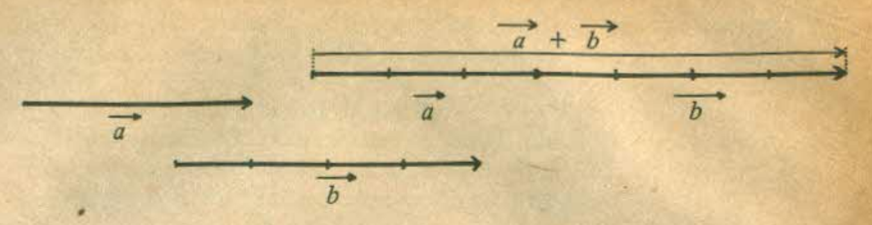
Dados dos vectores $\vec{a}$ y $\vec{b}$ se llama vector suma de $\vec{a}$ y $\vec{b}$ al vector $\vec{c}$ que une el origen del primer sumando con el extremo del segundo, cuando éste se traslada paralelamente a su dirección hasta que su origen coincida con el extremo del primero.

Ejemplo:

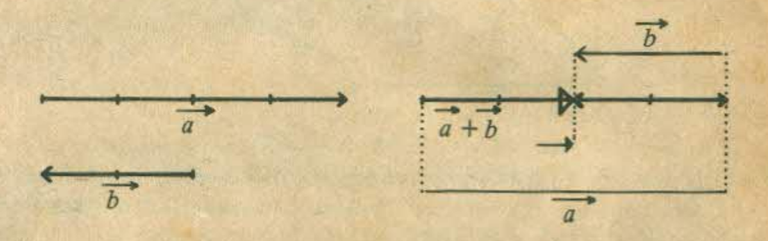
(*a*) Hallar el vector suma de los siguientes vectores:



(*b*) Hallar el vector suma de los vectores siguientes:



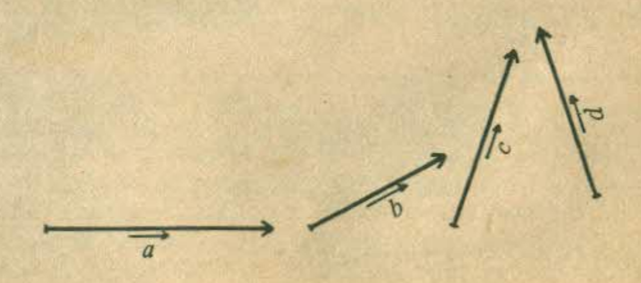
(*c*) Encontrar el vector suma de los vectores siguientes:

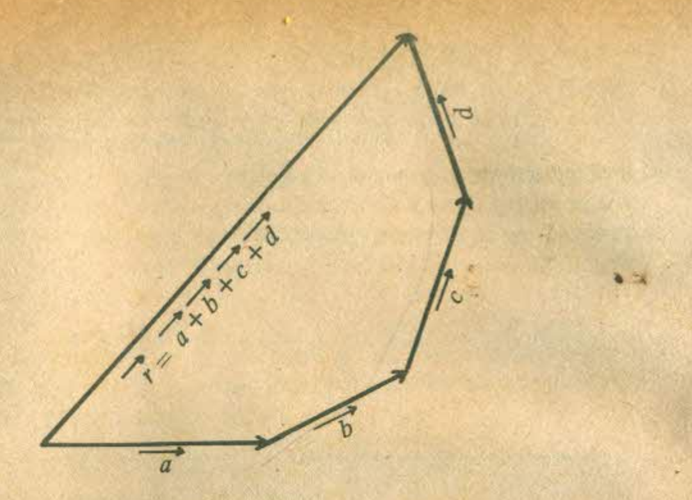


4.3 Suma de varios vectores

Para obtener el vector suma de varios vectores se procede de la siguiente manera. Se elige un vector como primer sumando; a continuación, se coloca un segundo vector, paralelo a su dirección de manera que su origen coincida con el extremo del primero; a continuación del segundo se coloca un tercer sumando, paralelo a su dirección y de manera que su origen coincida con el extremo del segundo; a continuación del tercero el cuarto y así sucesivamente con los demás. El vector suma o resultante es un vector cuyo origen coincide con el origen del primer sumando y cuyo extremo coincide con el del último sumando.

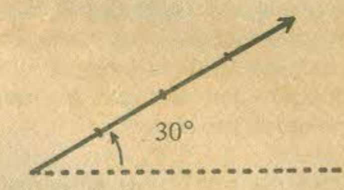
Ejemplo: Hallar el vector suma de los siguientes vectores:





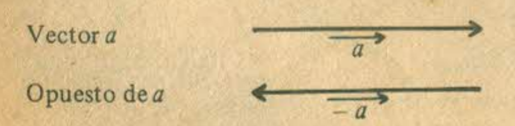
4.4 Dirección de un vector y vector opuesto de un vector

La dirección de un vector se expresa por medio de un ángulo. La dirección de izquierda a derecha corresponde a un ángulo de 0°; la dirección de derecha a izquierda es opuesta a la anterior y su medida angular es de 180°. Tomando como base la dirección 0°, la dirección de cualquier vector puede darse por la magnitud del giro con respecto a la dirección base. Si el giro es contrario al de las manecillas del reloj, el ángulo es positivo y, si se produce en el mismo sentido, negativo. *Ejemplo:* Representar el vector $\vec{a} = (4u, 30°)$.



Un vector cuya dirección sea 0° debe coincidir con la dirección 0°.

Opuesto de un vector. El opuesto de un vector es otro vector que tiene el mismo valor que el vector dado pero que forma un ángulo de 180° con el vector en referencia. *Ejemplo:* Hallar el vector opuesto del vector $\vec{a}$.



4.5 Diferencia de dos vectores

El vector diferencia de dos vectores $\vec{a}$ y $\vec{b}$, es el vector que resulta de sumar a $\vec{a}$ el opuesto de $\vec{b}$. El vector $\vec{a}$ se llama minuendo y el $\vec{b}$ sustraendo.

4.6 Producto de una magnitud escalar por un vector

El producto de una magnitud escalar por un vector, es un vector cuya intensidad es el producto de la intensidad del vector por la magnitud escalar y de la misma dirección que el vector dado.

Ejemplo: Dado el vector $\vec{a} = (5\text{ m}, 0°)$ y el escalar *4* seg, hallar su producto:

Solución: 5 m × 4 seg = 20 m. seg
vector resultante = (20 m. seg, 0°)

4.7 Producto escalar de dos vectores

Dados dos vectores $\vec{a}$ y $\vec{b}$, se llama producto escalar de los vectores $\vec{a}$ y $\vec{b}$, al producto que resulta de multiplicar sus intensidades entre sí y, a su vez, multiplicar el producto por el coseno del ángulo que los vectores forman entre sí. Esto es a·b cos ∢*ab*.

4.8 Descomposición de un vector

Cualquier vector puede considerarse como el vector resultante de otros dos vectores dados. Dado un vector se pueden encontrar dos vectores de distinta dirección los cuales, sumados, dan como resultante el vector dado. Los vectores encontrados se llaman *componentes del vector* en las direcciones dadas. Para encontrar las componentes de un vector, en las direcciones dadas, por el origen del vector, se trazan paralelas a las direcciones dadas y por el extremo se trazan paralelas a cada una de las rectas trazadas por el origen. Estas últimas paralelas cortan a las trazadas por el origen, determinando dos segmentos con origen en el origen del vector dado y con extremo para cada uno en los puntos corte. La longitud de dichos segmentos representa la intensidad de cada uno de los vectores pedidos. Las componentes más notables de un vector son las *componentes rectangulares.* Se llaman componentes rectangulares aquellas que forman entre sí un ángulo de 90°.

4.9 Cálculo del vector suma

La intensidad del vector resultante de una suma de vectores se realiza utilizando los conocimientos que la *trigonometría* proporciona para el cálculo de los lados de un triángulo. Para hallar la suma de varios vectores, los vectores dados se trasladan a un sistema coordenado rectangular de manera que el origen de todos coincida con el origen del sistema y su dirección sea la dirección dada. Cada vector se descompone en sus componentes rectangulares, según la dirección de los ejes del *sistema.* Se obtiene

el valor de las componentes en dirección $\boxed{x}$ y se suman algebraicamente; se calculan las componentes en dirección $\boxed{y}$ y se suman. El resultado obtenido para las componentes en $\boxed{x}$ se eleva al cuadrado y se suma con el cuadrado del resultado obtenido para $\boxed{y}$; se extrae la raíz cuadrada de la suma y el valor obtenido es la intensidad del vector suma. El cálculo de las componentes se reduce al cálculo de los elementos de un triángulo rectángulo mediante la aplicación de la trigonometría.

5. FUNCIONES Y GRAFICAS

5.1 Función

Cuando una magnitud y depende de otra magnitud x se dice que y es una función de x y se escribe: $y=f(x)$. Tanto x como y reciben el nombre de variables. La variable x se llama independiente y y dependiente.

Si una magnitud como y depende de otra x, la relación de dependencia se expresa mediante una ecuación matemática. Toda relación de dependencia entre magnitudes expresa una ley física. Las relaciones de dependencia que con más frencuencia se encuentran en física son aquellas en que la variable dependiente es directamente proporcional a la variable independiente o inversamente proporcional.

5.2 Gráfica de una función

Las funciones se pueden representar gráficamente. Sobre un par de ejes perpendiculares se llevan las variables. En el eje vertical se coloca la variable dependiente y en el horizontal la independiente. Adoptando una escala adecuada para cada eje se representan los puntos correspondientes a cada par de números y los puntos se unen con un trazo continuo. La forma como se construyen gráficas se encuentra en los libros de matemáticas.

5.3 Proporcionalidad directa

Dos magnitudes x y y son directamente proporcionales si su cociente es constante. Este tipo de relación se expresa así: $y \propto x$, o también: $\frac{y}{x} = k$. Donde $\propto$ es el signo de proporcionalidad y k es la constante de proporcionalidad.

La representación gráfica de funciones directas es una línea recta.

5.4 Proporcionalidad inversa

Dos magnitudes x y y son inversamente proporcionales si su producto es constante. Se escribe: $y \propto \frac{1}{x}$ ó $x \cdot y = k$. La gráfica de una proporción inversa es una curva que nos permite observar el crecimiento de y cuando x

disminuye. La curva, sin embargo, solamente nos permite sospechar de la existencia de una relación inversa. Se obtiene una mejor información cuando se construye una gráfica de acuerdo con nuestra sospecha. Esta gráfica conserva los valores para y, en el eje vertical, y en el eje horizontal coloca los valores inversos de cada x, correspondiente a un y. Si la gráfica es una recta la conjetura es cierta.

5.5 Variación con el cuadrado

En muchos casos la variación directa o inversa se presenta con el cuadrado de una de las variables. La curva característica de este tipo de variación es la *parábola*. Pero, como en el caso de la variación inversa, es preferible considerar la sospecha como hipótesis y construir una gráfica de acuerdo con lo que en ella se afirma.

5.6 Utilidad de las gráficas

Las gráficas, además de la utilidad que presentan para obtener información acerca del comportamiento de las variables que entran en juego en un fenómeno, sirven para obtener datos acerca de una variable si se conoce la otra.

6. MOVIMIENTO

6.1 Concepto

Movimiento es el cambio de posición de un cuerpo, con respecto a un sistema de referencia, durante un intervalo de tiempo.

6.2 Sistema de referencia

Para poder establecer el cambio de posición de un cuerpo se necesita poder referir ese cambio a un punto o a un sistema coordenado considerado como fijo. El punto o sistema coordenado constituye un sistema de referencia para el cambio de posición. Sistemas de referencia absolutos no existen. Cualquier sistema de referencia que se toma es relativo porque se encuentran en movimiento con respecto a otro.

6.3 Desplazamiento

El desplazamiento de un cuerpo es la *distancia dirigida* que mide el cambio de posición de un cuerpo con respecto al sistema de referencia. El desplazamiento, es pues, un vector cuya intensidad está dada por el valor de la distancia recorrida por el cuerpo y su dirección, la indicada por el punto de partida y el punto de llegada. El punto de partida es el origen del vector y el extremo el punto de llegada.

6.4 Trayectoria

Es el camino que sigue un cuerpo en movimiento.

6.5 Velocidad

La velocidad es el desplazamiento medido en la unidad de tiempo.

Ejemplo: Si un cuerpo se desplaza 8 m en dirección 0°, en 5 seg, su velocidad es de:

$$\frac{8\ \text{m}}{5\ \text{g}} = \left(1{,}6\ \frac{\text{m}}{\text{seg}}, 0°\right)$$

Representando la velocidad por v, el desplazamiento por d y el tiempo por t, podemos escribir:

$$v = \frac{d}{t}$$

Las unidades de velocidad dependen de las unidades utilizadas para medir el desplazamiento y el tiempo. La dirección de la velocidad es la misma del desplazamiento. La velocidad es un vector.

6.6 Rapidez

La rapidez es la intensidad del vector velocidad. En el ejemplo dado para velocidad, la rapidez es 1,6 m/seg.

6.7 Velocidad media

En la mayoría de los movimientos la velocidad cambia. Para obtener una idea acerca de la velocidad con que se hizo el movimiento se divide el desplazamiento total, entre el tiempo empleado. El resultado de esta operación se define como *velocidad media.* Se representa por $\vec{\bar{v}}$

6.8 Velocidad instantánea

La velocidad instantánea es la velocidad medida en cualquier punto de la trayectoria. Matemáticamente se define como:

$$v = \lim_{\Delta t \to 0} \frac{\Delta d}{\Delta t}$$

Si la velocidad no cambia durante el movimiento la velocidad media e instantánea son iguales. Así, dos vectores son iguales si tienen la misma intensidad y dirección.

6.9 Aceleración

Aceleración es el cambio de velocidad por unidad de tiempo.

Ejemplo: Si la velocidad en un instante $t_i = 5$ seg es de $10\frac{\text{m}}{\text{seg}}$ y en el instante $t_f = 10$ seg de $40\frac{\text{m}}{\text{seg}}$, la aceleración será $6\frac{\text{m}}{\text{seg}^2}$. La dirección del vector aceleración es la misma que tiene el vector cambio de velocidad.

Como la velocidad es un vector, para obtener el vector cambio de velocidad, es preciso aplicar la regla para obtener la diferencia de dos vectores. En el ejemplo dado se supone que el vector velocidad en el instante 5 seg, y el vector velocidad en el instante 10 seg, tienen la misma dirección. Por tener la misma dirección el *vector cambio* es $40\frac{\text{m}}{\text{seg}} - 10\frac{\text{m}}{\text{seg}} = 30\frac{\text{m}}{\text{seg}}$. El intervalo de tiempo durante el cual se efectúa el cambio es: 10 seg – 5 seg = 5 seg. Representando por a la aceleración, tenemos:

$$a = \frac{30\ \text{m/seg}}{5\ \text{seg}}$$

En general:

$$\vec{a} = \frac{v_f - v_i}{t_f - t_i}$$

v_f (la velocidad medida en el instante t_f)

v_i (la velocidad medida en el instante t_i)

Cuando el cambio de velocidad medido corresponde a un intervalo de tiempo muy largo y la velocidad ha cambiado irregularmente, la aceleración obtenida se llama *aceleración media;* si el cambio se mide en un instante, la aceleración se denomina *instantánea.* La aceleración media e instantánea tienen el mismo valor si la aceleración es constante.

6.10 Descripción de un movimiento

La descripción de un movimiento para que sea completa debe indicar el sistema de referencia, establecer la posición del cuerpo en un instante dado y decidir con qué velocidad se mueve en ese mismo instante. El concepto de movimiento expresa que el espacio y el tiempo están relacionados entre sí. Así mismo la velocidad está relacionada con el tiempo. El estudio del movimiento, por consiguiente, pretende encontrar las relaciones entre distancia y tiempo y velocidad y tiempo. Además de lo anterior hace análisis de las trayectorias.

6.11 Clases de movimiento

Los movimientos pueden clasificarse en relación con la trayectoria y con respecto a la velocidad. Cuando un cuerpo se mueve sobre una línea recta el movimiento toma el nombre de rectilíneo; si se mueve sobre una curva, curvilíneo y adoptando el nombre correspondiente a la misma.

En cuanto a la velocidad, si ésta permanece constante a medida que transcurre el tiempo se llama *uniforme.* Si la velocidad varía se llama

variado. Si la velocidad varía proporcionalmente al tiempo se llama *uniformemente variado* o de aceleración constante.

6.12 Movimiento con velocidad constante

Un cuerpo se mueve con velocidad constante cuando la velocidad no cambia a medida que trascurre el tiempo. Esto implica que la trayectoria debe ser una recta y la rapidez como función del tiempo debe mantener su valor. Las relaciones entre las magnitudes que intervienen en el fenómeno son:

$$v = f(t) = \text{constante}$$

$$d = v \cdot t$$

Como puede verse, en las ecuaciones no figura el vector sino su intensidad. En la ecuación de distancia, v es la rapidez.

Problema: Un vehículo se mueve hacia la derecha con una rapidez de 8/m seg. Calcular la distancia recorrida durante 15 seg. Diga cuál ha sido el desplazamiento del vehículo.

$$d = 8 \text{ m/seg} \cdot 15 \text{ seg} = 120 \text{ m}$$

El desplazamiento es de 120 m, hacia la derecha.

Los problemas relativos a esta clase de movimiento se reducen a encontrar cualquiera de las variables relacionadas en $d = v \cdot t$ conociendo dos de ellas. En los problemas de encuentro de vehículos se plantean las ecuaciones correspondientes a cada movimiento por separado y se resuelve el sistema de dos ecuaciones constituido por las ecuaciones escritas. Las distancias, en este caso, se deben medir con respecto al mismo sistema de referencia. Es conveniente plantear las ecuaciones utilizando como ayuda una gráfica sobre la que se sigue arbitrariamente el punto de encuentro. La distancia entre el punto de referencia y el del encuentro elegido se designa con una incógnita.

6.13 Movimiento rectilíneo con aceleración constante

Este movimiento se caracteriza porque su trayectoria es una recta y el valor de aceleración no varía durante el trascurso del tiempo. Las relaciones entre las variables son:

$$a = f(t) = \text{constante}$$
$$v = v_i + at$$
$$d = v_i \cdot t + \frac{at^2}{2}$$

Como puede verse, las variables a, v y d están relacionadas con el tiempo. Cuando la velocidad aumenta durante el trascurso del tiempo a es positiva pero si disminuye a es negativa y toma el nombre de *aceleración retardatriz.*

Las ecuaciones para v y d constituyen un sistema de dos ecuaciones. Para poder resolver el sistema, únicamente deben contener dos incógnitas que deben ser idénticas en cada una de ellas.

Problemas: 1. Calcular la distancia recorrida por un automóvil en 2 seg que parte con una velocidad de 20 m/seg y al cabo de los dos segundos su velocidad es de 30 m/seg.

$$a = \frac{30 \text{ m/seg} - 20 \text{ m/ seg}}{2 \text{ seg}} = \frac{10 \text{ m/seg}}{2 \text{ seg}} = 5 \text{ m/seg}^2$$

$$d = 20 \text{ m/}\cancel{\text{seg}} \times 2 \cancel{\text{seg}} + \frac{5 \text{ m/}\cancel{\text{seg}^2} \times (2 \cancel{\text{seg}})^2}{2}$$

$$d = 40 \text{ m} + 10 \text{ m} = 50 \text{ m}$$

2. Un auto parte con una velocidad de 12 m/seg y después de 5 seg su velocidad es de 7 m/seg. Calcular la distancia recorrida por el auto durante el mismo tiempo.

$$a = \frac{7 \text{ m/seg} - 12 \text{ m/seg}}{5 \text{ seg}} = -\frac{5 \text{ m/seg}}{5 \text{ seg}} = -1 \text{ m/seg}^2$$

$$d = 12 \text{ m/}\cancel{\text{seg}} \times 5 \cancel{\text{seg}} + \frac{(-1 \text{ m/}\cancel{\text{seg}^2}) \times 25 \cancel{\text{seg}^2}}{2}$$

$$d = 60 \text{ m} - 12{,}5 \text{ m} = 47{,}5 \text{ m}$$

En este problema la aceleración es negativa o retardatriz. Cuando la aceleración es negativa la velocidad final, al cabo de cierto tiempo toma el valor cero. El tiempo toma el nombre de *tiempo máximo* y la distancia recorrida durante el mismo, *distancia máxima.* El tiempo máximo puede calcularse si la ecuación que relaciona el tiempo con la velocidad se escribe así: $0 = v_i + at$

La solución a cualquier problema relativo a este movimiento puede obtenerse haciendo un análisis de la forma como los datos están relacionados con las incógnitas. Si un problema contiene dos incógnitas, éstas deben figurar tanto en la ecuación de velocidad como en la de distancia para que sea posible su solución.

Cuando la velocidad inicial es cero, o lo que es lo mismo, el cuerpo parte del reposo, los términos en los que figura desaparecen de las ecuaciones.

7. FUERZAS Y MOVIMIENTO

7.1 Concepto de fuerza

El concepto de fuerza lo podemos obtener a partir de lo que puede hacer. Una fuerza puede deformar un cuerpo o cambiar su velocidad. Una fuerza es, pues, todo aquello que puede deformar un cuerpo o cambiar su velocidad.

7.2 Principios de Newton

(*a*) *Primer principio o principio de inercia*

El principio de inercia dice: "Todo cuerpo tiende a mantener su estado de reposo o movimiento con velocidad constante, si la fuerza resultante de todas las fuerzas que actúan sobre él mismo es nula".

(*b*) *Segundo principio o principio de la fuerza*

Dice: "La fuerza (F) necesaria para acelerar un cuerpo es proporcional a la aceleración (a) producida." La constante de proporcionalidad depende del cuerpo y se llama masa inercial (m).

$$F = m \cdot a$$

El valor de la *masa inercial* es igual a la *masa material* y se mide en las mismas unidades que ésta.

La fuerza se mide en newtons (nt) cuando la masa y la aceleración se miden en unidades *MKS* y en dinas (dinas) si las unidades de masa y aceleración son del *CGS*.

En el sistema técnico, por ser la fuerza una unidad fundamental, la masa inercial toma sus unidades de las de fuerza y aceleración. La unidad de masa se llama *unidad técnica de masa* (utm). Una unidad técnica de masa equivale a 9,8 kg.

$$1 \text{ kgf} = 9{,}8 \text{ nt}.$$

Si la fuerza que actúa sobre un cuerpo es constante, su aceleración es constante; si no lo es, la aceleración es variable.

Lo fundamental de este principio es que en todo instante la relación $F = m \cdot a$ siempre se cumple.

La aplicación de este principio nos permite calcular la fuerza, conociendo la masa del cuerpo y la aceleración con que se mueve; medir la masa conociendo la fuerza y la aceleración, o calcular la aceleración conociendo la masa y la fuerza. En muchos problemas el valor de la aceleración no se da directamente pero se proporcionan datos sobre el cambio de velocidad y el tiempo en el que se ha verificado el cambio. Esto permite calcularla a partir del concepto.

(*c*) *Principio de acción y reacción*

Dice: "Si sobre un cuerpo A se ejerce una fuerza F el cuerpo A reacciona sobre el agente que ejerce la fuerza con una fuerza de igual intensidad pero de dirección opuesta.

Ya que las fuerzas de acción y reacción se aplican a cuerpos diferentes estas fuerzas pueden acelerar las masas de los cuerpos a los que están aplicadas. Esto hace posible que un caballo pueda poner en movimiento una carreta. Las fuerzas anteriores se llaman también fuerzas de interacción.

(*d*) *Principio de independencia de las fuerzas y movimientos*

Cuando sobre un cuerpo actúan varias fuerzas cada una de ellas se comporta como si no existieran las otras y el movimiento producido por cada una de ellas es independiente de los producidos por las otras.

Si un cuerpo se mueve en un plano, el movimiento que el cuerpo realiza en una dirección es independiente del realizado en la otra dirección. El desplazamiento resultante en este caso es la suma vectorial de cada uno de los desplazamientos obtenidos sobre cada dirección.

7.3 Fuerzas normales a una superficie

Una fuerza es normal a una superficie cuando su dirección forma un ángulo de 90° con cualquier recta trazada sobre la superficie.

7.4 Fuerzas de rozamiento

Las fuerzas de rozamiento se presentan entre las superficies en contacto de dos cuerpos. Estas fuerzas impiden que un cuerpo pueda deslizarse o rodar fácilmente sobre otro. Como las fuerzas de acción y reacción, éstas son *fuerzas de interacción*.

Las fuerzas de rozamiento, para superficies en contacto de cuerpos sólidos, son proporcionales a la fuerza normal que actúa sobre la superficie y la constante de proporcionalidad es un coeficiente (μ) llamado coeficiente de rozamiento y que depende de la naturaleza de las superficies en rozamiento.

$$f_r = \mu N$$

Donde N es la fuerza normal y (f_r) es la fuerza de rozamiento. El coeficiente de rozamiento para superficies en contacto, de sólidos, dismi-

nuye con la velocidad. Si un sólido se mueve dentro de un gas o un líquido, el coeficiente aumenta con la velocidad.

Cuando un cuerpo se arrastra por una cuesta o plano inclinado, la fuerza normal es la componente del peso perpendicular a la superficie de la cuesta; la segunda componente es paralela a la superficie de la misma.

7.5 Fuerzas deflectoras

Una fuerza deflectora es aquella que produce una variación en la dirección de la velocidad sin cambiar la rapidez.

7.6 Fuerzas fundamentales de la naturaleza

Las fuerzas fundamentales de la naturaleza son las gravitacionales, las eléctricas y las nucleares. Cualquier fuerza tiene origen en una de las fuerzas fundamentales. Estas fuerzas se estudiarán por separado.

8. MOVIMIENTO CERCA A LA SUPERFICIE DE LA TIERRA

8.1 Caída de los cuerpos

Un cuerpo suspendido cuando se suelta cae. De acuerdo con el principio de inercia, debería permanecer en reposo. Si esto no sucede existe una fuerza que lo acelera. La Tierra ejerce esa fuerza.

8.2 Peso de un cuerpo

La medida de la intensidad de la fuerza conque la Tierra atrae a un cuerpo se llama peso (p) del mismo. De acuerdo con la segunda ley de Newton el peso de un cuerpo es:

$$p = m \cdot a$$

8.3 Caída libre

Un cuerpo cae libremente cuando al soltarlo solamente interviene en su movimiento de caída la fuerza de atracción gravitacional. Esto es posible si el cuerpo se deja caer en el lugar en el que se ha hecho el vacío.

La trayectoria para todo cuerpo, en caída libre, es una línea recta. La aceleración es constante: $a = g = -9{,}8$ m/seg^2.

Los problemas relativos a cuerpos que caen libremente se resuelven aplicando las leyes del movimiento con aceleración constante. Como g es siempre negativa, es preciso dar a la velocidad inicial signo negativo cuando el cuerpo desciende y positivo cuando asciende.

Ecuaciones:

$$v = v_i + gt$$

$$h = v_i t + \frac{gt^2}{2}$$

Las alturas son positivas cuando se miden de abajo hacia arriba y negativas en caso contrario.

8.4 Movimiento de un cuerpo lanzado horizontalmente

De acuerdo con el principio de inercia, si un cuerpo se lanza horizontalmente con una velocidad, v_o, el cuerpo debe seguir una trayectoria rectilínea manteniendo constante la rapidez con que se ha lanzado. Sin embargo, esto no sucede cuando el cuerpo se mueve cerca a la superficie terrestre. La explicación del fenómeno está en la atracción que la Tierra ejerce sobre él. En 8.3 se ha explicado el movimiento que el cuerpo realiza al caer.

Aplicando el principio de independencia de movimientos podemos describir cada movimiento por separado.

Suponiendo que el aire no ejerce influencia sobre el movimiento en dirección horizontal, a la que llamaremos dirección, x, el cuerpo se mueve con velocidad constante, v_o. La posición del cuerpo, para cualquier instante, t, está dada por:

$$x = v_o \cdot t$$

Llamando y al camino vertical seguido por el cuerpo mientras cae y sabiendo, además, que el movimiento de caída se realiza con aceleración costante e igual a g, podemos escribir:

$$v = g \cdot t$$

$$y = \frac{g \cdot t^2}{2}$$

El desplazamiento resultante del cuerpo es la suma vectorial de los desplazamientos en dirección x y y. El valor del desplazamiento resultante para cualquier instante se obtiene calculando x y y y aplicando:

$$d = \sqrt{x^2 + y^2}$$

La trayectoria seguida por el cuerpo en su movimiento se obtiene combinando las ecuaciones para x y y. El resultado es:

$$y = \frac{g}{2v_o^2}\, x^2$$

La ecuación de la trayectoria corresponde a una parábola y de ahí que tome el nombre de movimiento parabólico.

La velocidad resultante para cualquier instante, t, es la suma vectorial de las velocidades v_o y $v = g \cdot t$.

8.5 Lanzamiento hacia arriba con dirección alfa (α)

Para lanzar un cuerpo hacia arriba, ya sea en forma vertical u oblicua, es preciso proporcionarle una v_o; cuando la dirección es oblicua y forma un ángulo α con la dirección horizontal, la velocidad v_o, se descompone en dos; una en dirección x y otra en dirección y. La componente en dirección x, prescindiendo de la resistencia del aire, es constante; la componente en dirección y varía proporcionalmente al tiempo. Considerando independientemente los movimientos se tiene para cada una de las direcciones.

$$v_x = v_o \cdot \cos\alpha$$
$$x = (v_o \cdot \cos\alpha)\, t$$
$$v_y = v_o \cdot \operatorname{sen}\alpha + gt$$
$$y = v_o \cdot \operatorname{sen}\alpha + \frac{gt^2}{2}$$

El cuerpo alcanza la altura máxima de subida cuando $v_y = 0$. El tiempo gastado para alcanzar la altura máxima es el tiempo máximo; a partir de este instante comienza el descenso del cuerpo. El cuerpo cae a la superficie de la Tierra y en el instante en que cae $y = 0$. El cuerpo alcanza, entonces, la mayor distancia posible en dirección horizontal, llamada alcance máximo. El mayor alcance que puede obtenerse al disparar un proyectil oblicuamente se tiene cuando $\alpha = 45°$. En la utilización de las ecuaciones debemos acordarnos del signo que tiene el valor de g. Las componentes de v_o en los dos casos son positivas.

9. MOVIMIENTO CIRCULAR

9.1 Movimiento circular con rapidez constante

Un movimiento es circular cuando la trayectoria es una circunferencia y de rapidez constante si ésta no varía con el trascurso del tiempo. Por repetirse el mismo movimiento a intervalos iguales de tiempo y, además, por poseer la velocidad las mismas características de magnitud y dirección, en cada instante, el movimiento se llama periódico.

9.2 Rapidez angular

La rapidez angular (w) es el ángulo (θ) medido en radianes, que describe la masa que gira por unidad de tiempo.

$$w = \frac{\theta}{t}$$

La rapidez angular se mide en radianes/seg.

9.3 Velocidad tangencial

La velocidad, en el movimiento circular, se llama tangencial porque la dirección del vector es tangente a la trayectoria, en cada punto de la misma. La intensidad del vector o rapidez es:

$$v = \frac{\theta r}{t} \quad \text{o} \quad v = w \cdot r$$

θr es el valor del arco recorrido en un intervalo de tiempo t; r es el radio de la circunferencia.

9.4 Período

Es el intervalo de tiempo que tarda la masa en dar una vuelta completa. Se representa por (T). Si una masa emplea un tiempo t para dar n vueltas, el período es:

$$T = \frac{t}{n}$$

9.5 Frecuencia

Se llama frecuencia del movimiento circular al número de vueltas que una masa da en la unidad de tiempo. Se representa por f. Si una masa da n vueltas en un tiempo t, su frecuencia es:

$$f = \frac{n}{t}$$

La frecuencia se mide en vueltas/seg o simplemente en seg^{-1}.

En los discos fonográficos se expresa en revoluciones por minuto (rpm). La frecuencia es el inverso del período, es decir:

$$f = \frac{1}{T}$$

9.6 Aceleración centrípeta

Al definir aceleración habíamos dicho que es todo cambio en el vector velocidad, por unidad de tiempo. Aun cuando en el movimiento circular, de rapidez constante, no se cambia la intensidad del vector, su dirección cambia continuamente. Esto da lugar a una aceleración que, por estar dirigida al centro de la circunferencia, se llama centrípeta. La intensidad del vector aceleración es entonces:

$$a_c = \frac{v^2}{r}$$

9.7 Fuerza centrípeta

La segunda ley de Newton nos permite decir que si hay aceleración, ésta es producida por una fuerza. La fuerza que produce la a_c se llama fuerza

centrípeta y su intensidad es dada por: $F = m \cdot a_c$. De acuerdo con el tercer principio la masa del cuerpo que gira reacciona con una fuerza igual a F y de dirección contraria, llamada fuerza centrífuga.

9.8 Trasmisión del movimiento circular con rapidez constante

La trasmisión del movimiento circular con rapidez constante por medio de bandas o cadenas se rige por:

$$\frac{wa}{wb} = \frac{rb}{ra}$$

donde wa = rapidez ∢ r, rueda A, wb = rap. ∢ B, rb = radio de la rueda B, ra = radio de la rueda A.

9.9 Relaciones importantes

Si el ángulo medido durante el tiempo t es el correspondiente a una vuelta completa el valor del mismo es 2π y el tiempo t es, en tal caso, el período T. Esto permite escribir las ecuaciones de velocidad angular y velocidad tangencial de la siguiente manera:

$$w = \frac{2\pi}{T}$$

y

$$v = \frac{2\pi r}{T}$$

Todas las ecuaciones del movimiento circular, con velocidad constante, se pueden expresar de tal manera que una variable que no aparece en una de ellas, aparezca, al sustituir una variable, relacionada con ella. *Ejemplo:* Si deseamos que en la ecuación de fuerza centrípeta aparezca la variable v, sustituyo a_c que es la variable relacionada con v. Esto es:

$$F = \frac{m \cdot v^2}{r}$$

La solución, a problemas, relativa al movimiento del que se ha hablado depende de la habilidad para relacionar la variable que se desea encontrar con los datos del problema.

9.10 Movimiento circular con cambio de rapidez

Este tipo de movimiento presenta una aceleración angular constante y se define como el cambio de la rapidez angular por unidad de tiempo. Se expresa así:

$$\alpha = \frac{w_f - w_i}{t}$$

Las expresiones que describen este movimiento son:

$$a_t = \alpha r$$

(a_t es el cambio de rapidez tangencial por unidad de tiempo)

$$\theta = w_i t + \frac{\alpha t^2}{2}$$

$$w = w_i + \alpha t$$

$$d = r\theta$$

$$v = rw$$

10. MOVIMIENTO DE UNA MASA PRODUCIDO POR FUERZAS RECUPERADORAS

10.1 Movimiento armónico

Un movimiento se dice armónico si en las ecuaciones que lo describen figura el seno o el coseno, llamadas funciones armónicas.

10.2 Movimiento armónico simple

Es un movimiento armónico producido por una fuerza recuperadora proporcional a un desplazamiento sobre trayectoria rectilínea y en ausencia de rozamiento. El ejemplo más sencillo de este movimiento es el movimiento de oscilación de una masa suspendida de un resorte.

10.3 Masa suspendida de un resorte

Si una masa se suspende de un resorte se observa que el resorte se alarga hasta que la masa queda en equilibrio, es decir, hasta que la intensidad de la fuerza que el resorte aplica sobre la masa se haga igual a su peso. Cuando la masa se separa de su posición de equilibrio una distancia A, comienza a oscilar a uno y otro lado de dicha posición. La oscilación se produce por acción de la fuerza recuperadora elástica del resorte que tiende a volverle su forma.

La fuerza recuperadora es tanto mayor cuanto más se alargue el resorte. Esta fuerza, según la ley de Hooke, es proporcional al alargamiento, y, del resorte. Esto, es;

$$F = -ky$$

k se llama constante de rigidez elástica y depende del resorte y de las unidades en que se mida F y y. F siempre está dirigida hacia la posición de equilibrio.

La fuerza F produce una aceleración que varía proporcionalmente con y. El valor de la aceleración se encuentra sustituyendo F por $m \cdot a$.

10.4 Conceptos

(*a*) *Amplitud A* del movimiento: es la separación a partir de la cual empieza el movimiento. Se mide desde la posición de equilibrio hasta el extremo de la trayectoria.

(*b*) *Elongación y*: Es la distancia entre la posición de equilibrio y cualquier punto de la trayectoria, en un instante dado.

(*c*) *Período de oscilación*: Es el tiempo para una oscilación completa.

(*d*) *Frecuencia:* Es el número de oscilaciones completas en la unidad de tiempo.

(*e*) *Angulo de fase o fase*: Dada la similitud entre el movimiento de la masa suspendida, con el movimiento de la misma sobre una circunferencia, cuando lo hace con rapidez constante se puede asociar al movimiento un desplazamiento angular para cualquier instante llamado *ángulo de fase.*

(*f*) *Diferencia de fase*: Dos movimientos oscilatorios se dice que están desfasados si sus ángulos de fase en un mismo instante son diferentes. La diferencia entre los ángulos de fase se llama diferencia de fase.

10.5 Ecuaciones del movimiento armónico simple

$$y = A \text{ sen } (2\pi f t)$$
$$v = 2\pi f A \cos (2\pi f t)$$
$$a = -4\pi^2 f^2 \cdot y$$

Para la velocidad hay, además, una expresión muy útil y es:

$$v = \pm\, 2\, \pi f \sqrt{A^2 - y^2}$$

El valor de π es 3,1416 si precede a seno o coseno y 180° después de las funciones, esto es, cuando figura como factor en los paréntesis.

10.6 Péndulo simple

Una masa colgada de un hilo o un cuerpo suspendido toma el nombre de péndulo. La masa colgada de un hilo al ser separada de su posición de equilibrio realiza oscilaciones; las oscilaciones se realizan a intervalos iguales de tiempo. Por esta razón el movimiento del peńdulo es un movimiento periódico. Como todo movimiento periódico se caracteriza por tener un período y una frecuencia bien determinados.

"El péndulo toma el nombre de simple cuando el hilo del cual cuelga se puede considerar sin peso y no se alarga al colgar la masa".

10.7 Leyes del péndulo simple

Las leyes del péndulo simple se resumen en las siguientes ecuaciones:

$$T = 2\pi \sqrt{\frac{l}{g}}$$

$$f = \frac{1}{2\pi} \sqrt{\frac{g}{l}}$$

Estas mismas leyes pueden escribirse así:

$$\frac{T_1}{T_2} = \frac{\sqrt{l_1}}{\sqrt{l_2}} \qquad \frac{f_1}{f_2} = \frac{\sqrt{g_1}}{\sqrt{g_2}}$$

$$\frac{T_1}{T_2} = \frac{\sqrt{g_2}}{\sqrt{g_1}} \qquad \frac{f_1}{f_2} = \frac{\sqrt{l_2}}{\sqrt{l_1}}$$

En cada una de las expresiones anteriores la variable que no figura ya sea g o l se considera constante.

(l) es la longitud del hilo y (g) la aceleración de gravedad.

11. SISTEMA SOLAR Y GRAVITACION UNIVERSAL

11.1 Primeros sistemas planetarios

Los primeros sistemas planetarios consideraban la Tierra como centro del universo alrededor del cual giraban los planetas. La trayectoria seguida por los mismos se consideraba circular. Uno de los sistemas antiguos de más importancia es el ideado por Tolomeo que suponía que los planetas giraban pegados a esferas concéntricas, cuyo centro era la Tierra.

11.2 Copérnico

A Nicolás Copérnico se le ocurrió cambiar de centro. En vez de una *teoría geocéntrica* creó una *heliocéntrica* pues tomó el Sol como centro alrededor del cual giraban los planetas, incluyendo la Tierra, sobre órbitas circulares.

11.3 Tycho Brahe

Brahe no aceptó la teoría de Copérnico, pero contribuyó con un sistema geocéntrico mejorado. En el sistema diseñado por Brahe, el Sol gira alrededor de la Tierra y los planetas alrededor del Sol. Hizo observaciones y tabuló las posiciones de algunas estrellas.

11.4 Keppler

Juan Kepler, utilizando los datos experimentales de Brahe y, mediante razonamientos matemáticos, encontró las leyes que describen el movimiento planetario. Estas leyes son:

(*a*) Cada planeta se mueve en una trayectoria elíptica, con el Sol en uno de sus focos.

(*b*) La recta que une al Sol con los planetas barre áreas iguales en tiempos iguales.

(*c*) La razón $\frac{r^3}{T^2}$ es igual para todos los planetas. Esto es:

$$\frac{r^3}{T^2} = k$$

11.5 Isaac Newton

Newton, utilizando los datos de Copérnico, Brahe, Keppler y otros, resuelve aplicar los principios por él enunciados a la descripción del movimiento planetario. Su razonamiento lo llevó a descubrir la *ley de la gravitación universal.*

El enunciado de la ley lleva a suponer la existencia de una fuerza, debida a una magnitud llamada *masa gravitacional* de los cuerpos. La masa gravitacional y la inercial son equivalentes.

11.6 Enunciado de la ley de la gravitación

Todos los cuerpos se atraen entre sí con una fuerza, que es directamente proporcional al producto de sus masas e inversamente proporcional al cuadrado de la distancia que las separa.

$$F = G\frac{m_1 \cdot m_2}{d^2}$$

Donde, G es la constante de proporcionalidad y se llama constante de gravitación universal. Su valor en unidades *MKS* es $6{,}67 \times 10^{-11} \frac{nt \cdot m^2}{kg^2}$.

11.7 Pruebas de gravitación

Sir Henry Cavendish, utilizando una balanza compuesta por una barra colgada de un hilo especial y en cuyos extremos se colocaban dos masas iguales logró una prueba de la *gravitación universal,* e hizo el primer cálculo de G. Los satélites artificiales nos dan también una prueba de ella. La colocación de un satélite, requiere, en primer lugar, de una velocidad inicial que le coloque a una altura dada fuera de la atmósfera terrestre. La velocidad necesaria para llevarlo a esa altura se puede calcular con las

ecuaciones de la caída de un cuerpo, pero teniendo en cuenta la resistencia del aire atmosférico. Si se quiere tener una idea puede hacerse sin tener en cuenta la existencia del aire. Una vez, el satélite se encuentre a la altura establecida, se le dispara con una velocidad de intensidad suficiente y dirección paralela a la superficie de la Tierra. A partir de este momento la fuerza de atracción gravitacional de la Tierra comienza a actuar como una fuerza centrípeta que obliga al satélite a describir una órbita circular. En virtud de que la fuerza que la Tierra ejerce sobre un cuerpo se llama peso podemos escribir:

$$P_s = \frac{m \cdot v^2}{r}$$

donde: $P_s = m \cdot g$

r es la distancia entre el centro de la Tierra y el satélite y v la velocidad tangencial del mismo proporcionada por el disparo.

12. IMPULSO, CANTIDAD DE MOVIMIENTO Y CONSERVACION DE LA CANTIDAD DE MOVIMIENTO

12.1 Impulso

Impulso es el producto de una fuerza por el intervalo de tiempo en que ésta actúa.

$$\vec{I} = \vec{F} \cdot t$$

12.2 Cantidad de movimiento

La cantidad de movimiento es el producto de la masa de un cuerpo por su velocidad.

$$\vec{p} = m \cdot \vec{v}$$

El impulso y la cantidad de movimiento son magnitudes vectoriales y como tales hay que operar con ellas.

12.3 Variación de la cantidad de movimiento

La cantidad de movimiento de un cuerpo varía cuando cambia su velocidad. La variación de la cantidad de movimiento se expresa así:

$$\Delta \vec{p} = \vec{p}_f - \vec{p}_i$$

El cambio de velocidad se produce si sobre el cuerpo actúa una fuerza o en otras palabras si recibe un impulso. Esto nos permite decir que el impulso es la medida del cambio de la cantidad de movimiento. Luego:

$$F \cdot t = m\,(v_f - v_i)$$

o

$$F \cdot t = \Delta\vec{p}$$

12.4 Conservación de la cantidad de movimiento

En física son fundamentales aquellos principios que se pueden expresar en términos de conservación de algo.

El principio de conservación de la cantidad de movimiento dice: "La cantidad de movimiento total de un sistema se conserva". Un sistema puede estar constituido por un conjunto de cuerpos que interactúan o están en capacidad de entrar en interacción. *Ejemplo:* Dos bolas de billar cuando chocan.

El principio sugiere considerar separadamente las cantidades de movimiento asociadas a cada uno de los componentes del sistema, antes de la interacción y las cantidades de movimiento después de ella. La suma vectorial de las cantidades de movimiento iniciales debe ser igual a la suma vectorial de las finales, de acuerdo con el principio. Esto es:

$$\vec{p}_1 + \vec{p}_2 + \vec{p}_3 = \vec{p}'_1 + \vec{p}'_2 + \vec{p}'_3$$

12.5 Centro de masa

(*a*) Cuando un sistema se compone de muchas masas entra a desempeñar papel importante el concepto de centro de masa. Centro de masa es un punto en donde se considera concentrada la masa de un sistema de masas.

(*b*) El punto es tal que divide, en partes inversamente proporcionales a las masas, la distancia de separación entre ellas. Esto es:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{d_2}{d_1}$$

(*c*) El concepto expresado nos sugiere que el centro de masa posee inicial y finalmente la cantidad de movimiento del sistema. La masa del centro de masa está dada por la suma de las masas y de ahí que si una masa se vuelve pedazos esto no altera en nada la del centro de masa.

(*d*) Si las masas m_1 y m_2 se mueven con velocidad v_1 y v_2, para un mismo intervalo de tiempo tenemos:

$d_1 = v_1 t$ y $d_2 = v_2 t$, por consiguiente:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{v_2}{v_1}$$

13. FUERZAS EN EQUILIBRIO

13.1 Punto de aplicación de una fuerza

Cuando una fuerza se aplica a un cuerpo sólido, la fuerza puede considerarse aplicada a un punto del mismo. Este punto se llama punto de aplicación de la fuerza. El punto de aplicación evita que cuando se desee operar con fuerzas se tenga, en cada caso, que acudir a la representación del cuerpo para poder realizar operaciones.

13.2 Cómo operar con las fuerzas

Al hablar de magnitudes vectoriales propusimos como ejemplo de tales magnitudes la fuerza. Las operaciones definidas para vectores se aplican a las fuerzas y por eso se debe operar de la misma forma como se opera con aquellos. La intensidad de la fuerza viene acompañada de un número al lado del cual figura la unidad de medida empleada.

13.3 Centro de gravedad

El centro de gravedad de un cuerpo es el punto en donde se supone aplicada la fuerza que la Tierra ejerce sobre él, esto es, su peso. En algunas figuras geométricas regulares el centro de gravedad coincide con el centro de figura.

13.4 Reposo

Un cuerpo se encuentra en reposo si su velocidad es cero.

13.5 Equilibrio

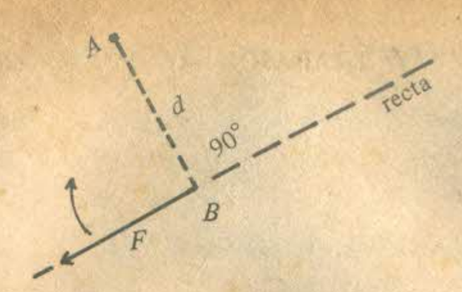
Un cuerpo se encuentra en equilibrio si su aceleración es cero.

13.6 Momento de una fuerza con relación a un punto

Se define como momento de una fuerza con relación a un punto al producto de la intensidad de la fuerza por la distancia del punto a la fuerza o a la recta que contiene la dirección de la fuerza.

En la ilustración, se puede observar que el momento de la fuerza F con relación al punto A es,

$$M_A = F \cdot d$$



Si d fuera una varilla,esta tendería a girar alrededor de A. Esto nos permite establecer dos tipos de momento: los que tienden a hacer girar un cuerpo en el sentido del movimiento de las manecillas del reloj y los que lo producen en sentido contrario. Los primeros, arbitrariamente, se llaman negativos y los otros positivos.

13.7 Equilibrio con relación a un punto

Para que un cuerpo esté en equilibrio con relación a un punto no es suficiente con que la suma de las fuerzas que actúan sobre él sea nula; es necesario, además, que la suma de los momentos de cada fuerza, con relación a cualquier punto del plano o del espacio, sea cero. Esta condición puede escribirse así:

$$(1) \quad \Sigma F = 0$$
$$(2) \quad \Sigma F \times d_p = 0$$

Σ (léase (Σ) suma de fuerzas) en (1) y suma de productos $F \times d$ en (2).

Las ecuaciones anteriores son de gran importancia en la solución de problemas. En los problemas se da una serie de fuerzas aplicadas a un cuerpo separado entre sí por cierta distancia y se pide hallar la resultante de las mismas y su punto de aplicación. La solución a problemas de esta naturaleza consite en elegir un punto arbitrario y obtener los momentos con respecto a él. Luego, se procede al planteo de las ecuaciones (1) y (2). En la ecuación (1) se obtiene el valor de la resultante el cual pasado a la ecuación (2) permite hallar el punto de aplicación de la misma.

13.8 Par de fuerzas

Un par de fuerzas está constituido por dos fuerzas de igual intensidad de direcciones opuestas y contenidas en rectas paralelas.

El momento de un par es el producto de una de las fuerzas por la distancia que separa a las rectas paralelas. El par de fuerzas produce movimientos de rotación como en la rueda de una carretilla.

14. ENERGIA Y TRABAJO

14.1 Energía

Energía es la capacidad para producir trabajo.

14.2 Formas

La energía se encuentra en diferentes formas a saber: energía cinética, energía potencial, energía química, energía calórica, luminosa, sonora, atómica y nuclear.

14.3 Trasferencia de energía

En todos los procesos en que hay que realizar trabajo hay trasferencia de energía de un cuerpo a otro. La energía trasferida se puede encontrar en el otro cuerpo en forma diferente.

14.4 Trabajo físico

En física el trabajo se define como el producto escalar del vector fuerza por el vector desplazamiento. Esto equivale a:

$$W \text{ (trabajo)} = F \cdot d \cos \alpha$$

El ángulo α es el que la dirección de ia fuerza forma con la dirección del desplazamiento. Si el ángulo $\alpha = 0°$; el trabajo puede expresarse así:

$$W = F \cdot d$$

Si el ángulo $\alpha = 90°$ el trabajo es nulo.

La definición de trabajo da como resultado que a pesar de la fatiga que se sienta cuando una fuerza muy grande se ha ejercido, el trabajo es nulo si el cuerpo sobre el cual se ejerce (F) no se desplaza. Esto mismo sucede si el cuerpo se desplaza pero la suma de fuerzas que actúan sobre él es nula.

14.5 Unidades de trabajo

Las unidades de trabajo dependen de las unidades en que se mida la F y el desplazamiento. En el sistema *MKS* el trabajo se mide en *julios*, unidad derivada de *nt·m*; en el *CGS* en *ergios* y en el sistema técnico en *kilográmetros*. Un kilográmetro equivale a 9,8 julios. La equivalencia entre el *julio* y el *ergio* es de $10^7 \frac{\text{erg}}{\text{julio}}$. Hemos visto que cuando hay trasferencia de energía se realiza trabajo. Esto nos permite decir que el trabajo es la medida de la energía trasferida y, como consecuencia de lo dicho, utilizar las mismas unidades de trabajo para la energía.

14.6 Potencia

Potencia de todo aquello que pueda trasferir energía es el trabajo que se puede realizar en la unidad de tiempo. Se expresa así:

$$P\text{ (potencia)} = \frac{W}{t}$$

Si se quiere medir la potencia de un caballo se le obliga a arrastrar una carreta y se miden las variables F, d y t. Como en este caso la dirección de la fuerza y el desplazamiento coinciden, el trabajo es $F \cdot d$ y la potencia:

$$P = \frac{F \cdot d}{t}$$

En la ecuación anterior aparece d/t que es la velocidad media, lo que permite escribir otra expresión para la potencia:

$$P = F \cdot \bar{v}$$

14.7 Unidades de potencia

En el sistema *MKS* el trabajo se mide en julios y el tiempo en segundos. En este sistema la potencia se mide en julio/seg unidad llamada *vatio*. En el sistema *CGS* es el erg/seg y en el sistema técnico el kgm/seg.

Equivalencias: 1 vatio = 10^7 erg/seg
1 kgm/seg = 9,8 vatios
1 kilovatio = 1000 vatios

Otras unidades son el *caballo de fuerza* y el *caballo de vapor*.
1 caballo de fuerza (HP) = 75 kgm/seg

14.8 Energía cinefica

La energía cinética E_c es la energía que posee un cuerpo en movimiento. Viene dada por:

$$E_c = \frac{mv^2}{2}$$

14.9 Energía potencial gravitatoria

Vimos anteriormente que los cuerpos caen a la superficie de la Tierra por acción de una fuerza que hemos llamado fuerza gravitacional. Esta fuerza, de acuerdo con la ley de la gravitación de Newton, no es exclusiva de la Tierra sino que se extiende a todos los cuerpos. Un modelo que nos permite explicar las interacciones entre masas es el *modelo de campos.* Un *modelo de campos* supone la existencia de modificaciones de los puntos del espacio por la presencia de algo. Los campos más importantes son los campos de fuerzas. Estos campos tienen la propiedad de ejercer fuerzas sobre los cuerpos colocados en uno de sus puntos. La presencia de masas gravitacionales modifica los puntos del espacio creando un campo de fuerzas llamado campo gravitacional. Se define como intensidad del campo gravitacional en un punto a la fuerza que el campo ejerce sobre la unidad de masa colocada en el punto. Esto es:

$$\vec{G} = \frac{\vec{F}}{m}$$

En el sistema *MKS* la intensidad del campo gravitacional se mide en nt/kg. ¿Con cuáles unidades se medirá en el *CGS*?

Alejar una masa del campo gravitacional implica realizar un trabajo contra las fuerzas del campo; un trabajo que no se pierde puesto que se acumula en la masa en forma de energía, que puede ser devuelta en cualquier instante por el campo. La energía que un cuerpo posee cuando se encuentra en un campo gravitacional se llama: *energía potencial gravitatoria.* (E_p). La energía potencial gravitatoria depende de la posición que una masa gravitatoria ocupe con relación a la masa que crea el campo. La energía potencial gravitatoria debida al campo gravitacional de la Tierra se puede medir mediante la expresión:

$$E_p = mgh$$

Donde mg es el peso del cuerpo, y h la posición de la masa con respecto a la superficie de la Tierra.

14.10 Energía potencial elástica

Es la energía que almacena un cuerpo debido a su elasticidad. Un tipo de energía representativo de esta clase de energía es la debida a un resorte comprimido o extendido. El valor de esta energía se puede calcular con la siguiente ecuación:

$$E_p = K\frac{y^2}{2}$$

en donde K es la constante de rigidez del resorte y y el aumento o disminución de longitud.

En la solución de problemas de energía las unidades elegidas para cada una de las variables, que intervienen en las ecuaciones, deben corresponder al mismo sistema. *Ejemplo:* Si se trabaja en el *MKS* las unidades para cada variable deben pertenecer a este sistema.

15. CALOR Y CONSERVACION DE LA ENERGIA

15.1 Naturaleza del calor

El calor es una forma más de energía. Es debida al estado de agitación de las moléculas de un cuerpo. Si la energía cinética de las moléculas de un

cuerpo se aumenta, este aumento de energía se manifiesta por una elevación de la temperatura del cuerpo.

15.2 Temperatura

La temperatura de un cuerpo es la energía cinética media asociada a cada molécula en un instante cualquiera. Se dice energía cinética media puesto que no todas las moléculas, en el instante dado, poseen la misma velocidad.

15.3 Cantidad de calor

El calor, como todo tipo de energía, sólo puede medirse si es trasferido para realizar un trabajo. Uno de los trabajos que puede realizar el calor es calentar un cuerpo frío.

La cantidad de calor de un cuerpo es la suma de las energías cinéticas asociadas a cada molécula. Esto nos sugiere que si dos cuerpos están a la misma temperatura, posee más cantidad de calor el que más moléculas tenga o lo que es lo mismo, el de mayor masa.

La cantidad de calor Q de un cuerpo de masa m para elevar su temperatura en t° es:

$$Q = m\ c \cdot t^\circ$$

Las unidades para medir calor deberían ser las mismas utilizadas en la medida de los otros tipos de energía. Sin embargo, esto no es así como se verá más adelante.

15.4 Calor específico de una sustancia

No todas las sustancias necesitan la misma cantidad de calor c, para elevar la unidad de masa su temperatura en un grado. La cantidad de calor c, se llama calor específico de la sustancia. De acuerdo con la expresión dada para calcular la cantidad de calor, c es:

$$c = \frac{Q}{m \cdot t^\circ}$$

Las unidades de c dependen de las unidades de Q, de m y de t°. Los gases tienen un calor específico para cuando el proceso se realiza a presión constante (C_p) y otro si se realiza a volumen constante (C_v).

15.5 Unidades de temperatura y de cantidad de calor

(a) Unidades de temperatura

Para medir temperaturas se utiliza el termómetro. Los termómetros se construyen en diferentes escalas. Las escalas más usadas son: la *escala centígrada (°C) o celsius*, la *escala fahrenheit* y la *kelvin*. En la adopción de cada una de estas escalas se han tenido en cuenta

distintos criterios. La escala centígrada utiliza como criterios dos estados del agua: El cero, que se asigna a la temperatura a la cual el hielo funde y 100 la temperatura a la cual el agua se convierte en vapor. La fahrenheit asigna a cada una de las situaciones anteriores los valores 32 y 212. Kelvin toma, en cambio, como punto de partida de su escala, la situación en que se encuentran las moléculas cuando su energía cinética es nula. El cero, (llamado cero absoluto) corresponde a esa situación de las moléculas. Las divisiones de esta escala son iguales a las de la centígrada y el cero absoluto está por debajo del cero centígrado, a 273 divisiones.

Ecuaciones de conversión:

$$°C = \frac{5}{9}(°F - 32) \quad \text{(fahrenheit a centígrada)}$$

$$°F = \frac{9}{5}°C + 32 \quad \text{(centígrada a fahrenheit)}$$

$$°K = °C + 273 \quad \text{(centigrada a kelvin)}$$

(b) Unidades de cantidad de calor

La cantidad de calor se mide en calorías. Una caloría es la cantidad de calor que hay que proporcionar a un gramo masa de agua para elevar su temperatura de 14,5°C a 15,5°C.

Una unidad mayor es la kilocaloría que equivale a 1000 calorías. En muchos casos se utiliza la llamada Unidad Tèrmica Británica (*UTB*) que se define con base en las unidades británicas de masa y temperatura.

$$1\,UTB = 252 \text{ calorías}$$

Abreviaturas utilizadas: caloría = cal, kilocaloría = Kcal. La kilocaloría es la unidad *MKS* y la caloría la unidad *CGS*. El calor específico utilizando el sistema *CGS* se expresa en:

$$\frac{\text{cal}}{\text{g°C}}$$

El calor específico del agua es: $1 \frac{\text{cal}}{\text{g°C}}$

15.6 Capacidad calorífica de una sustancia. Calor de combustión

(a) Capacidad calorífica

Capacidad calorífica de una masa m, de una sustancia es la cantidad de calor que hay que suministrarle para elevar en un grado su temperatura. Se expresa así:

$$C = m \cdot c$$

(*b*) *Calor de combustión*

El calor de combustión de una sustancia es la cantidad de calor que desprende la unidad de masa de la misma al quemarse.

15.7 Equivalente mecánico del calor

Hemos visto que el calor es una forma de energía. Esto permite establecer una equivalencia entre la energía calórica y cualquier otro tipo de energía. Esta equivalencia toma el nombre de *equivalente mecánico del calor* y está dado por:

$$1 cal = 4{,}186 \text{ jul}$$
$$1 jul = 0{,}24 \text{ cal}$$

15.8 Trasferencia de energía térmica

Cuando la energía térmica fluye de un cuerpo caliente a uno frío se dice que hay trasferencia de energía térmica. Lo mismo se puede afirmar cuando se utiliza para producir un trabajo. Cada vez que hay trasferencia de un cuerpo caliente a uno frío se cumple el siguiente principio: "El calor perdido por un cuerpo es igual al calor ganado por los cuerpos en contacto con el primero".

El flujo de calor cesa, una vez todos los cuerpos hayan llegado a la misma temperatura. El principio enunciado y la anterior anotación son útiles en la solución de problemas en que hay trasferencia de energía térmica, de un cuerpo a otro. El principio se expresa así:

Calor cedido = calor ganado

ó $Q = Q_1 + Q_2 + Q_3 + \ldots + Q_n$ (*n* # cuerpos en contacto con 1o.)

15.9 Principio de conservación de la energía

En todos los procesos en que desaparece una forma de energía ésta aparece en otra forma. La equivalencia entre calor y energía permite enunciar el siguiente principio: "La cantidad de energía total, existente en el universo, es constante. No se crea energía ni se destruye, únicamente, se trasforma".

Ejemplo: Si al frotarnos las manos, realizamos un trabajo de 4,186 julios, este trabajo aparece después representado en energía térmica de un valor igual a 1 caloría.

Por otra parte, cuando utilizamos calor para producir trabajo, el calor suministrado en parte es devuelto como trabajo y la parte restante sirve para incrementar la energía interna del cuerpo sobre el cual se realiza el trabajo. Esto es:

$Q = (U_2 - U_1) + W$ en donde U_1 y U_2 es energía interna.

15.10 Segundo principio de la termodinámica

Se vio que cualquier tipo de energía puede convertirse enteramente en calor. Sin embargo, la *energía térmica* no puede convertirse fácilmente en otro tipo de energía. Esto constituye un segundo principio que dice: "El calor suministrado a un sistema no puede convertirse totalmente en trabajo ya que parte de él se emplea en calentar un cuerpo frío". Esto equivale a decir que para realizar trabajo utilizando calor, hay que calentar previamente un cuerpo frío.

15.11 Propagación del calor

El calor se propaga en tres formas diferentes: por *conducción, convección* y *radiación*. El calor se propaga por *conducción* en los *sólidos* debido al contacto de las moléculas entre sí. La *convección* es propia de *líquidos y gases.* En este caso las moléculas calientes se mueven dentro del seno del líquido o gas, calentando a las otras.

El calor que se recibe del Sol tiene que viajar a través del espacio sin un medio de propagación. Esto solamente es explicable si suponemos que el calor es un tipo de *radiación* de origen electromagnético, tal como las ondas de radio. Las vibraciones moleculares de la materia o atómicas dan origen a estas ondas. La propagación de la energía, a través de una onda portadora, se llama *propagación por radiación.*

La propagación del calor por radiación también se lleva a cabo en líquidos y gases, puesto que existen puntos del líquido o gas a los cuales no puede llegar el calor por convección, ya que esta forma de propagación se realiza gracias al cambio de densidad de la masa líquida o gaseosa por acción del calor.

16. DILATACION DE LOS CUERPOS Y CAMBIOS DE ESTADO

16.1 Dilatación

Las modificaciones de longitud, superficie o volumen que sufren los cuerpos, por el aumento de temperatura, reciben el nombre de *dilatación de los cuerpos.*

16.2 Dilatación lineal de sólidos

Se llama dilatación lineal de un sólido a la variación de longitud debida a los cambios de temperatura. El cambio de longitud por unidad de longitud y unidad de temperatura se llama, coeficiente de dilatación lineal. El coeficiente de dilatación lineal α se obtiene así:

$$\alpha = \frac{L_f - L_i}{L_i \quad t^\circ}$$

En donde L_f es longitud final y L_i longitud inicial.

El coeficiente de dilatación α se da en grados recíprocos, esto es: 1/°C ó °C^{-1}. Los coeficientes de dilatación se han tabulado para las distintas sustancias. La longitud final alcanzada por una varilla, cuando se ha producido un cambio de su temperatura, se obtiene por:

$$L_f = L_i(1 + \alpha t^\circ)$$

16.3 Dilatación superficial

Los cambios de superficie de un cuerpo, por efecto de la temperatura, constituyen la dilatación superficial.

Se llama *coeficiente de dilatación superficial* β *de un cuerpo sólido* al cambio de superficie por unidad de superficie y unidad de temperatura. Su valor es:

$$\beta = \frac{S_f - S_i}{S_i \quad t^\circ}$$

Donde, S_f es superficie final y S_i superficie inicial.

El coeficiente de dilatación superficial es aproximadamente igual a 2α.

$$S_i = S_i(1 + 2\alpha t^\circ)$$

16.4 Dilatación volumétrica

Es el cambio de volumen por efecto de la temperatura. El *coeficiente de dilatación volumétrica es el cambio de volumen por unidad de volumen* y *unidad de temperatura.* Su valor es:

$$\gamma = \frac{V_f - V_i}{V_i \quad t^\circ}$$

Donde V_f es volumen final y V_i volumen inicial

El coeficiente de dilatación volumétrica γ es igual a 3 α.

$$V_f = V_i\,(1 + 3\alpha t^\circ)$$

16.5 Dilatación de los líquidos

En los líquidos se considera un solo tipo de dilatación: la dilatación volumétrica. Casi todos los líquidos, al aumentar la temperatura, sufren

aumento de volumen. Sin embargo algunos, entre ellos el agua, presentan dilatación irregular y su dilatación no es función lineal de la temperatura. El agua, al descender la temperatura de 4°C a °0, aumenta su volumen y cuando sucede el caso contrario contrae su volumen. El aumento normal de volumen solamente se presenta a partir de los 14,5°C. Esta propiedad anormal del agua hace posible que las capas interiores de ríos y lagos no se congelen en tiempo frío.

16.6 Dilatación de los gases

Los gases, a diferencia de los líquidos y los sólidos, poseen propiedades distintas en cuanto a la dilatación. En la dilatación de un gas, además del volumen, interviene también la presión en su proceso. Para los gases se definen dos tipos de coeficientes de dilatación: Uno para cuando el proceso se realiza a presión constante y otro para un proceso a volumen constante. El primer coeficiente define la variación de volumen por unidad de volumen y unidad de temperatura, a presión constante. El segundo define la variación de presión, a volumen constante. Estos coeficientes se pueden obtener así:

$$\gamma_p = \frac{V_f - V_i}{V_i \quad t^\circ} \quad \text{y} \quad r_v = \frac{P_f - P_i}{P_i \quad t^\circ}$$

El subíndice indica la variable que se conserva constante.

Si la presión se conserva constante, el volumen puede calcularse mediante: $V_f = V_i(1 + \gamma t^\circ)$. El coeficiente r depende de la temperatura de referencia. Si la temperatura de referencia es °0 el coeficiente se expresa así: r_0 y su valor es igual, aproximadamente para todos los gases:

$$\gamma_0 = 0{,}00366°C^{-1} = \frac{1}{273°C}$$

16.7 Cambio de estado de un cuerpo

Es el proceso mediante el cual una sustancia pasa de un estado a otro. El estado en que se encuentra un cuerpo depende de la distancia media entre las moléculas y de la velocidad de las mismas. Cambiar el estado de un cuerpo equivale a aumentar o disminuir la distancia entre las moléculas y, a la vez, a aumentar o disminuir la velocidad de cada una de ellas. Este proceso se lleva a cabo suministrando o quitando energía térmica a la sustancia.

16.8 Términos

Fusión: paso de sólido a líquido.
Solidificación: paso de líquido a sólido.
Vaporización: paso de líquido a gas.

Licuefacción: paso de gas a líquido.
Sublimación: paso de sólido a gas, sin pasar por el estado líquido.
Sublimación regresiva: paso de gas a sólido, sin pasar por el estado líquido.

16.9 Leyes que rigen los cambios de estado

El proceso para cambiar el estado de un cuerpo se verifica en dos etapas. En la primera se lleva a cabo un aumento o disminución de la energía cinética de las moléculas, para proporcionarles la velocidad que caracteriza la separación entre un estado y otro. En la segunda, se suministra o extrae energía para que las moléculas queden a la distancia media que caracteriza a cada estado.

La primera ley se refiere a la primera etapa y dice: *"La temperatura a la cual una sustancia pasa de un estado a otro es fija y depende de la presión exterior y de la clase de sustancia". Ejemplo:* El hielo funde a 0°C. La solidificación del agua se hace a la misma temperatura, La temperatura, como se ve, es el límite entre un estado y otro.

La segunda ley se refiere a la segunda etapa y dice: *"Durante el cambio de estado las sustancias absorben o dejan en libertad cierta cantidad de calor, llamada, calor latente".* El calor latente depende de la clase de sustancia, de la presión y de la masa de la sustancia.

Para facilitar los cálculos se tabula el calor latente, L, para la unidad de masa de cada sustancia y se da en Kcal/kg o cal/g. Tanto las temperaturas fijas como el calor latente toman el nombre del cambio que se realiza. *Ejemplo:* Temperatura de fusión y calor latente de fusión si se pasa de sólido a líquido. El calor latente de fusión del hielo, L, es: 80 cal/g.

16.10 Cantidad de calor para producir un cambio

La cantidad de calor necesaria para producir un cambio es:

$$Q = m \cdot c\,(t^\circ - t_i^\circ) + m \cdot L$$

El primer sumando corresponde a la primera etapa y el segundo a la segunda. En la ecuación, t° es la temperatura límite entre los dos estados de que habla la primera ley y, $t_i{}^\circ$ la temperatura a la cual se inicia el proceso. En los problemas se tendrá en cuenta el cambio de estado que se realiza. Si en el proceso hay que suministrar calor, no existe dificultad en el uso de la ecuación. Pero si hay que sustraer calor, L, debe tomarse con signo negativo. Una cantidad de calor positiva, en este caso, indica empleo de energía térmica. Una cantidad negativa indica disminución de energía térmica o energía cedida en el proceso.

Desde que se inició el estudio de la energía se ha visto que en los procesos en que ella interviene, siempre se conserva. De ahí la importancia del principio de conservación de la energía en la solución de problemas.

Una sugerencia que se puede dar para resolver problemas es la siguiente: Dado un problema, examínese si es posible plantearlo en términos de conservación de energía. De ser posible, aplíquese la siguiente condición:

Suma de formas de energía empleadas en un proceso = Suma de formas de energía resultantes del proceso. *Ejemplo:* Calcular la velocidad inicial con que debe lanzarse hacia arriba una masa para que alcance una altura de 200 m. Energía cinética del cuerpo = Energía potencial gravitatoria:

$$\frac{m \cdot v^2}{2} = m \cdot g \cdot 200 \text{ m}$$

Como se trata de la misma masa se cancela y se tiene entonces:

$$v^2 = 2 \times 9{,}8 \frac{m}{seg^2} \cdot 200 \text{ m}$$

17. MAQUINAS

17.1 Descripción

Una máquina es un dispositivo mecánico ideado por el hombre y que se emplea como medio de trasferir energía.

17.2 Rendimiento de una máquina

El rendimiento de una máquina es el cociente entre la energía devuelta y la energía suministrada. La energía devuelta nunca puede ser igual a la suministrada ya que parte de esta se pierde a causa de las fuerzas de rozamiento y se trasforma en calor.

$$R = \frac{E_D}{E_S} \times 100$$

17.3 Ventaja mecánica de una máquina

Es el cociente entre la fuerza vencida por la máquina y la fuerza aplicada. Esto es:

$$V_M = \frac{F_r}{F_a}$$

17.4 Clases de máquinas

Hay máquinas simples y compuestas. Las máquinas simples constan de un solo elemento como la palanca y las compuestas son combinaciones más o menos complejas de máquinas simples.

Las máquinas simples son: plano inclinado, palanca, polea, tornillo, cuña y torno. El plano inclinado, es un plano que forma un ángulo con la

horizontal. Otras clases de máquinas se conocen y se utilizan con frecuencia.

17.5 Ventaja mecánica de las máquinas simples

(*a*) Plano inclinado:

$$V_M = \frac{l}{h}$$

Donde, l longitud del plano y h altura del plano.

(*b*) Palanca:

$$V_M = \frac{a}{b}$$

Donde, a distancia entre el punto de apoyo y la fuerza aplicada y b distancia entre el punto de apoyo y la fuerza vencida.

(*c*) Polea:

$$V_M = 1$$

(*d*) Tornillo:

$$V_M = \frac{2\pi r}{h}$$

Donde, r radio de la cabeza del tornillo y h paso de rosca.

(*e*) Cuña:

$$V_M = \frac{l}{h}$$

Donde, l longitud cara de la cuña y h longitud cabeza de la cuña.

(*f*) Torno:

$$V_M = \frac{R}{r}$$

Donde, R radio de la manivela y r radio del cilindro.

17.6 Máquinas compuestas de poleas

Las máquinas compuestas por varias poleas toman el nombre de *aparejos*. Entre los aparejos existen dos tipos importantes que son: el compuesto por varias poleas móviles y una fija y el compuesto por varias poleas fijas y varias móviles. El segundo tipo de aparejo acopla las poleas fijas a un mismo gancho y las móviles de la misma manera a otro gancho.

La ventaja mecánica del primero de ellos es: $V_M = 2^n$, en donde n es el número de poleas móviles.

La ventaja mecánica del segundo tipo es: $V_M = m + n$, en donde m es el número de poleas fijas y n las móviles.

17.7 Máquinas de vapor

Son máquinas compuestas a las que se les suministra *energía térmica* para producir trabajo. Constan de una caldera en donde se lleva el agua hasta el estado de vapor el cual, al escapar, pasa a una caja en donde un émbolo trasmite el movimiento mediante una palanca. Otras máquinas de este tipo envían el vapor de la caldera a un recipiente llamado *turbina*. La turbina se pone en movimiento cuando escapa el vapor o cuando pasa por ella.

17.8 Motores de combustión interna

Es otro tipo de máquina compuesta. Una sustancia combustible se hace llegar al recipiente que contiene el émbolo y en su interior se quema bajo la presión del émbolo. La expansión de los gases produce el movimiento del émbolo y este movimiento se trasmite por palancas.

18. MECANICA DE LIQUIDOS Y GASES

18.1 Presión

La fuerza aplicada a un sólido puede considerarse aplicada a un punto del mismo. Con los líquidos y gases esta consideración no es válida porque las fuerzas se distribuyen uniformemente en la superficie del líquido o gas. Por esta razón, en lugar de hablar de fuerza aplicada sobre el líquido o gas, se habla de presión. La presión es la fuerza que corresponde a la unidad de área.

$$p = \frac{F}{A\ (\text{área})}$$

18.2 Unidades de presión

En el *MKS* la presión se mide en: nt/m^2

En el *CGS* en $dinas/cm^2$. La $dina/cm^2$ se designa con el nombre de *baria*. Un millón de barias constituyen un *bar* y 1000 barias un *milibar*.

En el sistema técnico la unidad es el kgf/cm^2.

Equivalencias:

$$1\ \frac{nt}{m^2} = 10 \text{ barias}$$

$$1\ \frac{kgf}{cm^2} = 980 \text{ milibares}$$

18.3 Presión hidrostática

Es la presión que los líquidos y gases ejercen sobre las paredes o el

fondo de la vasija que contiene a uno de estos elementos, o sobre cualquier punto del elemento mismo. La presión hidrostática es:

$$p = d \cdot g \cdot h$$

Donde, d es la densidad del líquido o gas y h la distancia vertical entre un punto del líquido considerado y su superficie libre. En los gases, h, no puede determinarse puesto que no presentan una superficie libre.

La no dependencia de la presión hidrostática, de la cantidad de líquido, explica el comportamiento de un líquido en vasos que se comunican entre sí.

18.4 Principio de Pascal

"Si sobre un punto de un líquido o gas se ejerce una presión exterior, esta se trasmite con igual intensidad a cada uno de los puntos de la masa líquida o gaseosa". En este principio se basan los gatos hidráulicos.

18.5 Principio de Arquimedes

"Cuando un cuerpo se sumerge dentro de un líquido o gas recibe un empuje de abajo hacia arriba igual al peso del líquido o gas desalojado". El peso resultante, al restar del peso del cuerpo en el aire el empuje recibido por el líquido, se llama peso aparente.

$$P_a = P - P_l$$

El peso específico de una sustancia es el peso por unidad de volumen, esto es $\rho = d \cdot g$; simbolizando este valor por: ρ (rho), podemos escribir la ecuación para peso aparente así:

$$P_a = V(\rho_c - \rho_l)$$

Donde, V es el volumen del cuerpo y ρ_c y ρ_l son los pesos específicos del cuerpo y del líquido. Si $\rho_c > \rho_l$ el cuerpo se hunde; si $\rho_c = \rho_l$ el cuerpo flota entre dos aguas; si $\rho_c < \rho_l$ el cuerpo sube a la superficie y flota allí con una parte sumergida; en este último caso, el peso del volumen de líquido desalojado por la parte sumergida es igual al peso del cuerpo.

18.6 Presión atmosférica

Es la presión que el aire atmosférico ejerce sobre los cuerpos. Tiene un valor de $1{,}033 \ \frac{\text{kgf}}{\text{cm}^2}$. Sin embargo, en muchos trabajos físicos y químicos la presión atmosférica se da por la altura que alcanza una columna de mercurio. El valor dado corresponde a la presión tomada a nivel del mar y

corresponde a una columna de mercurio de 76 cm. Técnicamente la presión se mide en atmósferas y una atmósfera equivale a 76 cm de mercurio.

18.7 Barómetros y manómetros

Los barómetros miden la presión atmosférica y los manómetros la diferencia de presión entre el interior de un recipiente y el exterior.

18.8 Bombas

Son dispositivos diseñados para poner líquidos en movimiento. Algunas de ellas hacen el trabajo sobre el líquido directamente, como el corazón. Otras, por acción de un émbolo, hacen que en su interior la presión del aire disminuya con relación a la presión exterior. La mayor presión exterior empuja el líquido hacia el interior de la bomba.

19. ONDAS

19.1 Onda

Una onda es algo que viaja trasportando energía. *Ejemplo:* Las que se forman en el agua cuando cae una piedra.

En la formación de ondas no hay traslación de materia. Lo que se propaga es una perturbación producida por un agente perturbador. En el ejemplo anterior el agente perturbador es la piedra y las perturbaciones son movimientos oscilatorios de las moléculas de agua.

19.2 Ondas periódicas

Son las producidas por un agente que oscila periódicamente. Cada onda es emitida a intervalos iguales de tiempo. En las ondas periódicas, se define como *período* el intervalo de tiempo medido entre la producción de una onda y la siguiente. La *frecuencia* es el número de ondas emitidas por unidad de tiempo. La frecuencia se mide en ciclos/seg o hertz.

19.3 Principio de Huygens

El principio de Huygens se refiere a la formación de ondas y dice: "Cada punto del medio en que se propaga una onda se convierte en centro de perturbación, al ser alcanzado por ella".

19.4 Velocidad de propagación

La velocidad de propagación de una onda es la distancia alcanzada por la perturbación en la unidad de tiempo. Cuando tengamos que relacionar la velocidad con cualquier otra magnitud la representaremos por v.

19.5 Longitud de onda

La longitud de onda es la distancia alcanzada por la perturbación en un período y se representa por la letra griega lambda, λ.

De acuerdo con la definición, la longitud de onda es:

$$\lambda = v\,T$$

$$\text{o} \quad \lambda = \frac{v}{f}$$

19.6 Ecuación de onda

La ecuación de onda es una igualdad que permite conocer la posición que cada una de las partículas en movimiento vibratorio, ocupan con respecto a su posición de equilibrio en un instante dado.

$$Y = A \text{ sen } 2\pi \left(\frac{t}{T} - \frac{x}{\lambda} \right)$$

Donde A representa la amplitud de vibración, t el instante dado y x la distancia de la partícula considerada con respecto al centro en donde se originó la perturbación. La ecuación nos sugiere que la representación de una onda, gráficamente, da una curva sinuosoidal. El ángulo $2\pi \left(\frac{t}{T} - \frac{x}{\lambda} \right)$ es el ángulo de fase de cada partícula. La longitud de onda separa las partículas que poseen el mismo ángulo de fase.

19.7 Clases de ondas

Las ondas pueden ser *longitudinales o trasversales.* Las longitudinales son ondas en que la vibración se realiza en la misma dirección en que se propaga la onda. Las trasversales son aquellas en que la vibración se realiza perpendicularmente a la dirección de propagación de la onda.

20. FENOMENOS RELATIVOS A LAS ONDAS

20.1 Fenómenos

Los fenómenos que pueden ocurrir durante el viaje de las ondas son: reflexión, refracción, difracción, interferencia, dispersión y polarización de ondas trasversales.

20.2 Reflexión de ondas

Es el fenómeno que se presenta cuando las ondas encuentran en su camino de propagación un obstáculo. Al llegar al obstáculo las ondas se devuelven obedeciendo a las siguientes leyes:

(*a*) La onda incidente y la onda reflejada están en un mismo plano.

(*b*) La onda incidente y la reflejada forman ángulos iguales con la superficie del obstáculo: $\hat{i} = \hat{r}$.

Donde $(\hat{i})$ se llama ángulo de incidencia y $(\hat{r})$ ángulo de reflexión.

20.3 Refracción de ondas

El fenómeno se presenta cuando las ondas cambian de medio de propagación. En la superficie límite de los dos medios las ondas cambian de dirección bruscamente y de ahí el nombre de refracción.

En la refracción de ondas se llama *índice de refracción relativo* de un medio con respecto al otro, al cociente entre las velocidades respectivas de propagación. Se representa por n.

$$n = \frac{v_1}{v_2}$$

En la refracción de ondas se cumplen las siguientes leyes:

(*a*) La onda incidente y la onda reflejada están en un mismo plano.

(*b*) El cociente entre el seno del ángulo con que la onda incide y el seno del ángulo con que se refracta es constante y característico de los medios considerados. Este cociente es igual al cociente entre las velocidades de propagación. Dicho de otra manera, es el índice de refracción relativo de los dos medios. Esta ley se conoce con el nombre de *ley de Snell.*

$$\frac{\text{sen}\, i}{\text{sen}\, r} = n$$

Los fenómenos de reflexión y refracción no son fenómenos exclusivos de las ondas. Con las partículas también se llevan a cabo y cumplen las mismas leyes.

20.4 Superficie de onda y rayo

Estos conceptos son importantes cuando es necesario aplicar las leyes de reflexión y refracción.

Superficie de onda o frente de onda es aquella parte de la onda que avanza. Rayo es toda recta perpendicular a una superficie de onda. Si la superficie de onda es plana, los rayos son paralelos y si es esférica los rayos son los radios de la esfera.

Las leyes de reflexión y refracción se pueden enunciar así:

(*a*) El rayo incidente, el rayo reflejado y la normal a la superficie en el punto de incidencia están en un mismo plano.

(*b*) El ángulo que forma el rayo incidente con la normal, en el punto de incidencia, es igual al formado por la normal y el rayo reflejado.

Enunciar las leyes de refracción es cambiar onda por rayo y superficie por normal, en el punto de incidencia en a y b.

20.5 Difracción

Es el fenómeno que tiene lugar cuando las ondas encuentran un obstáculo o una rendija de dimensiones idénticas a la longitud de onda. Las ondas abrazan el obstáculo y se propagan por detrás de él.

20.6 Interferencia

Es el fenómeno que se produce cuando a un mismo punto de un medio llegan movimientos ondulatorios diferentes. Las ondas, al llegar al punto, se superponen y el punto queda sometido a la acción de cada una de las ondas que llegan. El desplazamiento del punto, en su movimiento vibratorio, depende de la suma algebraica de los desplazamientos que cada onda por separado realizaría sobre el punto. Si el desplazamiento resultante es la suma aritmética de los componentes, la interferencia es *constructiva* o por *refuerzo;* si es una suma algebraica, la interferencia es *destructiva o por atenuación.* La interferencia es constructiva si las ondas llegan al punto con la misma fase y destructiva si sus fases son diferentes. Cuando las ondas se producen por focos sincrónicos (del mismo período), la interferencia constructiva da lugar a puntos de máxima vibración llamados *antinodos* y a los puntos donde no hay vibración se les llama *nodos.* Los nodos se forman si la diferencia de distancias del punto a los focos es un número impar de semilongitudes de onda y los antinodos, vientres, si la diferencia de distancias es un número entero de longitudes de onda.

$$\text{nodo, si: } d_2 - d_1 = (2n + 1)\,\frac{\lambda}{2}$$

$$\text{antinodo, si: } d_2 - d_1 = n\lambda$$

Donde $n = 1, 2, 3, 4, \ldots$etc.

La interferencia que se produce por la superposición de una onda con su reflejada de fase opuesta da lugar a un tipo de ondas especiales llamadas: *ondas estacionarias.* Estas ondas no avanzan en el medio de propagación.

20.7 Dispersión

Una onda compuesta por distintas longitudes de onda, al refractarse, se descompone en las ondas componentes. Este fenómeno se llama *dispersión.*

El medio que produce la descomposición se llama *medio dispersor.* La dispersión se produce porque el índice de refracción es distinto para cada longitud de onda.

20.8 Polarización de ondas trasversales

Una onda trasversal se dice que está polarizada cuando se han eliminado las posibilidades de vibración en algunos planos. Las posibilidades de vibración, cuando la onda es trasversal, son múltiples.

20.9 Efecto Doppler

El *efecto Doppler* consiste en una variación aparente de la frecuencia con que llegan las ondas al observador, a causa del movimiento relativo de la fuente con respecto al medio de propagación de las ondas, del movimiento del observador o de los dos a la vez.

La frecuencia observada se obtiene:

$$f = f_0\,\frac{v - v_0}{v - v_F}$$

Donde f_0 es la frecuencia propia del foco; v la velocidad de las ondas en el medio; v_0 la velocidad del observador relativa al medio y v_F la velocidad relativa de la fuente con respecto al medio.

Para los problemas se sitúa la fuente sobre una recta a la izquierda del observador y las velocidades del observador y la fuente se consideran positivas hacia la derecha y negativas en sentido contrario.

21. ONDAS SONORAS

21.1 Sonido

El sonido es una onda producida por la vibración de un cuerpo elástico y que, al llegar al oído, produce la sensación llamada sonora.

21.2 Propagación del sonido

Las ondas sonoras se producen por vibración de las partículas de un cuerpo. Estas ondas, originadas por oscilaciones o vibraciones de las partículas de un cuerpo, se llaman ondas mecánicas y necesitan de un medio de propagación. Las ondas mecánicas no pueden propagarse en el vacío.

La velocidad de propagación del sonido en un medio depende de las propiedades del medio. La velocidad del sonido en el aire a la temperatura de 0°C es de: $v = 331$ m/seg. Para cualquier temperatura es:

$$v = 331\ \text{m/seg} + (0{,}6\ \text{m/seg°C})\,°t$$

El valor más utilizado es el que se obtiene para una temperatura de 15°C. El sonido, como onda que es, está sujeto a los mismos fenómenos descritos para ondas. El eco es un ejemplo de reflexión del sonido.

21.3 Características del sonido

Los sonidos poseen las tres siguientes características: *intensidad, tono y timbre.*

21.4 Intensidad

La intensidad de un sonido depende de la energía que llega al oído, en la unidad de tiempo. De acuerdo a la cantidad de energía el sonido será fuerte o débil.

La intensidad de un sonido se mide en: $\frac{\text{vatios}}{\text{cm}^2}$; la intensidad se representa por I. El sonido es tanto más intenso cuanto mayor es la amplitud de vibración y la masa del cuerpo vibrante, y tanto menor cuanto mayor es la distancia al emisor.

El valor de intensidad más bajo que puede excitar el oído humano es $I_o = 10^{-16}\ \frac{\text{vatio}}{\text{cm}^2}$ y la intensidad más alta tolerable es $I = 10^{-4}\ \frac{\text{vatio}}{\text{cm}^2}$. En la práctica se prefiere, en vez de la intensidad, comparar las intensidades de dos sonidos de los cuales uno se toma como referencia. En los cálculos el sonido tomado como referencia es el de intensidad, I_0. El resultado de la comparación se llama *nivel de intensidad.*

La unidad utilizada para medir el nivel de intensidad es el *bell* o el *decibelio*. Un sonido tiene un nivel de intensidad de un bell, si el logaritmo del cociente, entre la intensidad del sonido dado y la intensidad del sonido de referencia es 1. La expresión siguiente se utiliza para calcular, el nivel de intensidad:

$$b = \log \frac{I_T}{I_0}$$

Para medir en decibeles se aplica:

$$db = 10 \log \frac{I_T}{I_0}$$

21.5 Tono

Esta característica depende de la frecuencia del sonido y nos dice si un sonido es *grave o agudo.*

La frecuencia de las vibraciones es un factor importante en la audición de un sonido. La audición sólo es posible si la frecuencia de los sonidos está comprendida entre 20 cicl/seg y 20.000 cicl/seg. Un sonido de frecuencia mayor que el límite superior audible se llama ultrasonido.

21.6 Timbre

Se llama armónico de un sonido al sonido cuya frecuencia es un múltiplo entero de su frecuencia. El timbre de un sonido depende de los armónicos que acompañen a un sonido fundamental. Esta característica permite distinguir los diferentes tipos de voces.

21.7 Vibraciones en cuerdas y tubos

En las cuerdas, tales como las de una guitarra, se verifica la siguiente ley:

$$f = \frac{k}{dl} \sqrt{\frac{t}{\pi D}}$$

Las variables incluidas en la ley son: d diámetro de la cuerda; l longitud de la cuerda; t tensión a que ha sido sometida la cuerda y D densidad del material de que está hecha la cuerda. k es un número entero positivo; si $k = 1$, la frecuencia corresponde al sonido fundamental o primer armónico. Las unidades en que deben expresarse las variables deben ser del mismo sistema.

La ley anterior resume las siguientes leyes:

$$\frac{f_1}{f_2} = \frac{d_2}{d_1}\ ;\ \frac{f_1}{f_2} = \frac{l_2}{l_1}\ ;\ \frac{f_1}{f_2} = \frac{\sqrt{t_1}}{\sqrt{t_2}}\ \text{y}\ \frac{f_1}{f_2} = \frac{\sqrt{D_2}}{\sqrt{D_1}}$$

En los tubos se cumplen las siguientes relaciones:

Tubo abierto: $f = k\frac{v}{2l}$ Tubo cerrado por un extremo: $f = k\frac{v}{4l}$

Donde, v es la velocidad del sonido en el aire, l la longitud del tubo y k un entero positivo. Si $k=1$ se tiene el primer armónico.

21.8 Resonancia

Si un oscilador posee una frecuencia cercana, o igual a la de otro, las vibraciones de este último son capaces de poner en oscilación al primero. A este fenómeno se le llama *resonancia.*

22. LA LUZ

22.1 Naturaleza de la luz

La luz posee doble naturaleza pues se comporta como corpúsculo y como onda. Los corpúsculos de luz toman el nombre de *fotones.*

En las lecciones de luz, sólo se hablará de la luz como onda.

22.2 Propagación de la luz

Debido a que la luz no es una onda mecánica se propaga en el vacío y, además, es consecuencia de la doble naturaleza de la luz.

La luz se propaga en el vacío con una velocidad de 300.000 km/seg. La velocidad de la luz se representa por c.

Los métodos para la determinación de la velocidad de la luz han sido astronómicos y terrestres. La propagación es rectilínea y por eso las sombras y eclipses.

22.3 Materiales y luz

Los materiales se clasifican en tres tipos a saber: *traslúcidos, trasparentes* y *de color.* Los primeros dejan pasar la luz pero no dejan ver los objetos; los segundos la dejan pasar y dejan ver los objetos; los últimos sólo dejan pasar la luz de determinada longitud de onda.

22.4 Cuerpos luminosos

Son los que por sí mismos proporcionan energía luminosa como el Sol. Se denominan focos. Cuerpos iluminados son los que reciben la luz y la reflejan.

22.5 Intensidad luminosa y flujo luminoso

La intensidad luminosa de un foco es la cantidad de energía luminosa emitida por el foco en la unidad de tiempo. La intensidad luminosa, en una dirección particular, es la energía emitida por unidad de tiempo en la dirección considerada. La intensidad se mide en *bujías;* una bujía equivale a 1/60 de violle. El violle es la intensidad de la radiación de un cuerpo negro a la temperatura de fusión del platino, en dirección normal. La superficie del cuerpo es de 1 cm^2.

Flujo luminoso: Es la cantidad de energía emitida en el interior del ángulo sólido unidad. La unidad de flujo luminoso es el *lumen.* El *lumen* es la cantidad de flujo luminoso emitida en el interior del ángulo sólido unidad, por un foco cuya intensidad es una bujía.

22.6 Iluminación

Es la cantidad de energía luminosa que recibe la unidad de superficie, colocada perpendicularmente a la dirección de propagación de la energía.

$$i = \frac{f}{A}$$

Donde i iluminación; f flujo luminoso y A área de la superficie. i se mide en lux si f(lumen) y $A(m^2)$ y en fot si f(lumen) y $A(cm^2)$; 1 lux = 10^{-4} fot. Otras ecuaciones útiles para iluminación son:

$$(1)\ i = \frac{I}{d^2} \qquad (2)\ i = \frac{I}{d^2} \cdot \cos\alpha$$

La segunda se utiliza cuando la superficie forma un ángulo con la dirección de propagación de la energía. Si I se mide en bujías y d en centímetros, la iluminación se da en fot.

d es la distancia entre la superficie y el foco.

22.7 Fotómetros

Son los aparatos para medir las intensidades luminosas de los focos.

23. COMPORTAMIENTO DE LA LUZ COMO ONDA

23.1 Fenómenos que ocurren

Los fenómenos que ocurren son los mismos que se estudian para las ondas.

23.2 Definiciones útiles

(*a*) *Rayo*

Haz de luz filamentoso que semeja una línea recta.

(*b*) *Normal a una superficie en un punto*

Recta o segmento de recta perpendicular a la superficie en el punto.

(*c*) *Espejo*

Superficie metálica pulimentada para reflejar la luz.

Si la *superficie es plana,* el espejo se llama *plano;* si es *curva* se llama *curvo.* De estos los más importantes son los *esféricos* y los *parabólicos.*

Cuando dos espejos planos forman un ángulo diedro entre sí se llaman *angulares.*

(*d*) *Prismas*

Son cuerpos de forma prismática destinados a refractar la luz.

(*e*) *Lentes*

Son cuerpos de vidrio o cualquier material trasparente y que en realidad son prismas con caras curvas.

23.3 Enunciados útiles

Utilizando el concepto de rayo y normal a una superficie las leyes de reflexión y refracción se enuncian así:

(*a*) *Reflexión*

(1) El rayo incidente, la normal en el punto de incidencia y el rayo reflejado, están en el mismo plano.

(2) El ángulo de incidencia y el ángulo de reflexión son iguales. Los ángulos se miden entre la normal y cada uno de los rayos.

(*b*) *Refracción*

(1) El rayo incidente, la normal en la superficie de incidencia y el rayo refractado, están en el mismo plano.

(2) El seno del ángulo que el rayo incidente forma con la normal, dividido entre el seno del ángulo que el rayo refractado forma con la normal, es un valor constante (ley de Snell).

$$\frac{\text{sen } i}{\text{sen } r} = N$$

Si un rayo luminoso pasa de un medio de índice de refracción absoluto mayor a otro de menor índice de refracción absoluta, el ángulo de incidencia i, tiene un límite. El límite para el ángulo de incidencia depende de la sustancia de donde proceden los rayos. El ángulo límite corresponde a un ángulo de refracción de 90°. Si un rayo luminoso incide con un ángulo superior al ángulo límite, el fenómeno observado es de reflexión y cuando toda la luz se refleja sin que se produzca la refracción se dice que la reflexión es total de acuerdo con lo dicho para las ondas.

$$N = \frac{n_2}{n_1}$$

Para la luz se define un índice de refracción absoluto, que es el cociente entre la velocidad de la luz en el vacío y cualquier sustancia considerada. La velocidad de la luz se representa por c. Para un medio que llamaremos 1 en donde la luz tiene v_1, el índice absoluto es:

$$n_1 = \frac{c}{v_1}$$

Conociendo los índices de refracción absolutos la *ley de Snell* se puede escribir:

$$n_1 \text{ sen} i = n_2 \text{ sen } r$$

El rayo entra del medio 1 al medio 2. Si el rayo procede del aire $n_1 = 1$

23.4 Imágenes

Los rayos reflejados por un espejo o refractados por un prisma o lente dan lugar a imagenes de un objeto dado. La imagen de un punto se forma si por lo menos dos rayos reflejados o refractados se cortan.

El corte de dos rayos reflejados o de dos refractados reales, da imágenes reales de un punto y se pueden recoger en una pantalla; el corte de sus

prolongaciones da imágenes virtuales y no pueden ser recogidas en una pantalla.

23.5 Imágenes en espejos

La construcción de estas imágenes se basa en las leyes de la reflexión.

Para construir la imagen de un punto se eligen, arbitrariamente, dos rayos que incidan en puntos diferentes del espejo. Se trazan las normales y, de acuerdo con la segunda ley de reflexión, se constituyen los rayos reflejados. El punto de corte es la imagen. Para un objeto hay que construir la imagen de varios de sus puntos.

En los espejos esféricos en que la superficie reflectora es la superficie exterior, *convexo*, o interior, *cóncavo*, de una esfera, existen tres rayos que por pasar por puntos fijos facilitan la construcción de imágenes. Estos rayos se llaman *notables*.

23.6 Partes de un espejo esférico

(*a*) Centro del espejo o vértice: parte media del espejo.

(*b*) Centro de curvatura: centro de la esfera de la que se obtuvo.

(*c*) Eje principal: la recta que pasa por el vértice y el centro de curvatura.

(*d*) Radio de curvatura: radio de la esfera, r.

(*e*) Foco: punto sobre el eje principal por donde se reflejan los rayos que inciden paralelos a dicho eje.

(*f*) Abertura: ángulo que forman los radios de curvatura trazados por los extremos del espejo.

(*g*) Distancia focal: distancia entre el vértice y el foco; se representa por f y es igual a $r/2$.

23.7 Representación de espejos

Un espejo plano se representa por un segmento de recta y los esféricos por un arco de circunferencia. En el cóncavo la luz proveniente del objeto incide sobre la parte interior y en el convexo por la exterior del arco.

23.8 Rayos notables

Paralelos al eje principal, se reflejan pasando por el foco.

Focales: entran por el foco y se reflejan paralelos al eje principal.

Centrales: inciden pasando por el centro de curvatura y se devuelven por el mismo camino.

23.9 Ecuaciones para los espejos

(*a*) Símbolos: tamaño de la imagen i, tamaño del objeto O, d_i distancia de la imagen al espejo, d_o distancia del objeto al espejo, f distancia focal.

(*b*) *Espejos planos*

$$i = o$$
$$-d_i = d_o$$

(*c*) *Espejos esféricos*

El tamaño de la imagen depende de la posición del objeto con relación al espejo.

El cociente: $A = \frac{i}{o}$ se llama aumento del espejo.

Las ecuaciones para estos espejos son:

$$\frac{i}{o} = \frac{-d_i}{d_o}$$

y $$\frac{1}{f} = \frac{1}{d_i} + \frac{1}{d_o}$$

La distancia d_i es negativa si la imagen es virtual. El cóncavo solamente da imágenes virtuales cuando el objeto se coloca entre el foco y el vértice y el convexo da virtuales.

En los convexos f es negativa.

En la solución de problemas deben tenerse en cuenta las anteriores anotaciones. Se aconseja hacer un esquema para analizar el problema.

(*d*) *Espejos angulares*

En los espejos angulares lo más notable es el número de imágenes dadas por ellos. Este número es:

$$n = \frac{360 \text{ aprox.}}{\alpha}$$

α el ángulo diedro formado por sus caras.

24. IMAGENES POR REFRACCION

24.1 Lámina de caras paralelas

Un vidrio cualquiera es una lámina de caras paralelas. Por una cara entra la luz y por la otra sale.

El rayo, al pasar de una cara a la otra, sufre una desviación que depende del espesor e del vidrio; la desviación se calcula mediante la fórmula siguiente:

$$d = \frac{e \cdot \text{Sen}\,(i - r)}{\text{Cos}\, r}$$

El ángulo r se calcula aplicando la ley de Snell a la cara por donde incide el rayo de luz, i ángulo con que incide el rayo.

24.2 Refracción en prismas

El ángulo que forman las caras de un prisma se llama de *refringencia* y se simboliza por α. Las ecuaciones para un prisma son:

En la cara 1 por donde entra el rayo:

$$n_1 \text{ sen } i = n_2 \text{ sen } r \qquad (1)$$

Por donde sale $$n_2 \text{ sen } i' = n_2 \text{ sen } r' \qquad (2)$$

Otras relaciones son:

$$\alpha = r + i' \qquad (3)$$

$$\delta = (i - r) + (r' - i');\ \text{(se llama desviación)} \qquad (4)$$

o $$\alpha = i + r' - \alpha$$

La menor desviación se tiene cuando $i = r'$ esto es:

$$\delta m = 2i - \alpha$$

donde δm es la desviación mínima,
en tal caso: $r = i'$ y $\alpha = 2\,r$

24.3 Imágenes dadas por las lentes

Las lentes dan imágenes como ya sabemos, por refracción. La construcción se basa en las leyes de refracción.

Los tipos más comunes de lentes son las *convexas* y las *cóncavas.* Con estos tipos se pueden hacer combinaciones dando origen a lentes que toman un nombre compuesto de las anteriores. En algunos casos una cara de la lente puede ser plana.

Los elementos de una lente son los mismos que los de los espejos pero, a diferencia de ellos, posee dos focos y dos distancias focales y un elemento más que es el centro óptico. Este es un punto interior que corresponde al corte con el eje principal de un rayo incidente que al salir de la lente sale paralelo a la dirección con que incide.

Rayos notables

(*a*) Paralelos al eje principal.
(*b*) Focales.
(*c*) Los centrales pasan por el centro óptico.

24.4 Ecuaciones de las lentes

Para los problemas sobre lentes se utilizan las siguientes ecuaciones:

$$A = \frac{i}{o} \quad (A \text{ es el aumento})$$

$$\frac{i}{o} = -\frac{d_i}{d_o}$$

$$\frac{1}{f} = \frac{1}{d_i} + \frac{1}{d_o}$$

y

$$\frac{1}{f} = (n-1)\left(\frac{1}{r_1} + \frac{1}{r_2}\right)$$

En donde n es el índice de refracción del material de la lente y r_1 y r_2 los radios de curvatura de las caras. Los radios de curvatura en las lentes cóncavas son negativos y así mismo la distancia focal. En los problemas en que haya que aplicar las ecuaciones para las leyes de las lentes, colóquese el objeto a la izquierda de ellas y tómese como positiva la distancia objeto. Si la imagen se forma del lado derecho de la lente, la distancia imagen es positiva; pero si se forma del mismo lado en que está el objeto, la distancia imagen es negativa y por consiguiente es virtual.

24.5 Potencia de una lente

Potencia de una lente es el poder que la lente tiene para reunir los rayos en un solo punto. El inverso de la distancia focal mide la potencia. La potencia se representa por D.

$$D = \frac{1}{f}$$

Una lente tiene una potencia de 1 dioptría si la distancia focal es de 1 metro.

$$1 \text{ dioptría} = 1 \text{ m}^{-1}$$

24.6 Dispersión de la luz

La luz, al pasar por un prisma, se dispersa. Esto prueba que la luz ordinaria es una mezcla de distintas longitudes de onda.

24.7 Polarización de la luz

La luz puede ser polarizada; esto nos prueba de que la luz es movimiento ondulatorio trasversal. Las soluciones de azúcar polarizan la luz de acuerdo con su concentración.

24.8 Combinaciones de lentes y espejos

Los espejos y las lentes se pueden combinar dando origen a instrumentos ópticos. El instrumento óptico más sencillo es la lupa que es una lente convergente destinada a producir de un objeto, una imagen virtual mayor que él. El aumento de una lupa está dado por:

$$A = \frac{d}{f}$$

Donde d es el punto mínimo de visión distinta de una persona y es igual a 25 cm.

25. GENERALIDADES ACERCA DE LA ELECTRICIDAD

25.1 Origen del nombre

Los antiguos griegos descubrieron que, al frotar una resina extraída del ámbar, la resina adquiría la propiedad de atraer cuerpos pequeños. En griego *ámbar* se dice *electrón* y por eso se llamó a la propiedad electricidad.

25.2 Naturaleza de la electricidad

En un comienzo se ignoraba en qué consistía la electricidad. Cuando se estableció la estructura del átomo y se descubrió el electrón fue posible dar una explicación a las manifestaciones eléctricas de la materia.

La electricidad está formada por pequeñas partículas constitutivas del átomo, llamadas *electrón* y *protón*. Las dos partículas son enteramente distintas y de ahí que se tengan dos tipos de electricidad. El electrón es electricidad negativa y el protón positiva. La cantidad de electricidad del electrón o del protón es su carga. Las cargas de protón y electrón son iguales pero de distinto signo.

25.3 Cargas eléctricas

Un cuerpo, con exceso o defecto de electrones, se dice que está cargado. El número de electrones en exceso, o el número que le faltan, constituyen su carga. Cada electrón o protón en particular es una carga y son las cargas más pequeñas hasta ahora conocidas. Las cargas de estas partículas son numéricamente iguales y su valor en unidades MKS es de: 1.6×10^{-19} culombios.

Cuando el cuerpo tiene exceso de electrones su *carga es negativa;* si a un cuerpo le faltan electrones su *carga es positiva.* La carga de un cuerpo se conserva.

25.4 Atracciones y repulsiones

Dos cuerpos cargados negativamente o positivamente se repelen; con cargas de diferente signo se atraen.

25.5 ¿Cómo cargar un cuerpo?

Hay dos formas de cargar un cuerpo: *por contacto* o *por inducción.*

En las cargas por contacto hay que tener en cuenta si ambos están descargados o uno de ellos está cargado. Si los cuerpos que se ponen en contacto están descargados el contacto debe ser fuerte y esto se obtiene frotando el uno con el otro. Si uno de ellos está cargado basta con hacer un contacto breve entre los dos.

El método de inducción no requiere contactos sino un simple acercamiento de un cuerpo cargado a otro descargado.

25.6 Cargas por contacto y por inducción

(*a*) *Contacto fuerte:* al frotar un cuerpo con otro el que está en capacidad de ceder electrones los cede a otro en capacidad de recibir. El que cede se carga positivamente y el otro negativamente.

(*b*) *Contacto de un cuerpo descargado con uno cargado:* el cuerpo cargado cede algunos de sus electrones en exceso al cuerpo descargado, si está cargado negativamente; si su carga es positiva adquiere algunos electrones del cuerpo descargado, tratando de equilibrar las cargas positivas.

(*c*) *Cargas por inducción:* Cuando un cuerpo cargado negativamente se acerca a uno descargado, los electrones del cuerpo descargado se alejan hasta situarse en el extremo opuesto. Si el extremo está conectado a tierra los electrones fluyen a tierra; y si la comunicación con ella cesa el cuerpo queda cargado positivamente.

Si el cuerpo que se acerca está cargado positivamente los electrones del extremo opuesto se acumulan cerca al extremo cercano al cuerpo cargado; al conectar el cuerpo descargado a tierra, éste envía electrones para que ocupen el espacio dejado por los que el cuerpo tenía. Cuando el cuerpo se desconecta manteniendo cerca el cuerpo cargado; el cuerpo se carga negativamente.

25.7 Aisladores, conductores y semiconductores

Se dice que un cuerpo es aislador cuando los electrones no pueden viajar a través de él; un conductor, en cambio, deja que los electrones viajen de un extremo a otro. Un cuerpo es semiconductor cuando los electrones pueden viajar en una sola dirección. Un aislador es un material que no posee o posee muy pocos electrones libres y un conductor es un material que dispone de suficientes electrones libres.

25.8 Electroscopios

Los electroscopios son aparatos destinados a establecer si un cuerpo está cargado o no y permiten medir la magnitud de la carga.

26. ELECTRICIDAD ESTATICA

26.1 Ley de Coulomb

Se ha visto que las cargas eléctricas se atraen o se repelen. Agustín Coulomb al hacer mediciones de las fuerzas con que dos cargas eléctricas se atraen o se repelen descubrió la siguiente ley:

"Dos cargas eléctricas se atraen o se repelen con una fuerza que es directamente proporcional al producto de sus cargas e inversamente proporcional al cuadrado de la distancia que los separa. La carga se representa por Q.

$$F = K\frac{Q_1 Q_2}{d^2}$$

La constante K es igual a 9×10^9 nt m^2/cul^2 para el sistema *MKS*, y de 1 para el sistema *CGS*.

26.2 Unidad de carga

La unidad natural de carga debería ser la carga de un electrón o de un protrón. Como las propiedades eléctricas de la materia se encontraron antes que dichas partículas las unidades se definieron con base en las unidades de los sitemas *MKS* y *CGS*.

La unidad *MKS* de carga es el culombio que corresponde a la carga de un cuerpo que, a la distancia de 1 m de otro, con igual carga, lo atrae o lo repele con la fuerza de 10^9 nt en el vacío. En el *CGS* es la unidad electrostática de carga uec y es la carga de un cuerpo que puesto a la distancia de 1 cm, en el vacío, lo atrae o lo repele con la fuerza de 1 dina.

$$1 \text{ culombio (cul)} = 3 \times 10^9 \text{ uec}$$

26.3 Campo eléctrico

En el espacio que rodea a una carga eléctrica se presentan fuerzas de origen eléctrico. Los científicos para explicar el fenómeno dan el nombre de campo eléctrico a la zona en donde se presentan fuerzas de origen eléctrico.

La fuerza que el campo eléctrico ejerce sobre la unidad de carga eléctrica, en un punto, toma el nombre de intensidad del campo eléctrico en el punto y se representa por E.

$$E = \frac{F}{Q}$$

En donde F está dada por la ley de Coulomb. Cuando son varias las cargas que crean el campo, la intensidad del campo es la suma vectorial de las intensidades correspondientes a cada una de las cargas. En el *MKS* la intensidad se mide en nt/cul.

26.4 Líneas de fuerza de un campo

Una línea de fuerza es una línea imaginaria que describe la dirección que seguiría una carga eléctrica en un punto del campo. Las líneas de fuerza de una carga positiva son rectas que salen de la carga y las de una negativa rectas que llegan a ella. Para varias cargas son curvas que salen de las cargas positivas y terminan en las negativas.

26.5 Potencial eléctrico

Un campo eléctrico está en capacidad de producir trabajo sobre una carga eléctrica colocada en uno de sus puntos. Se define como potencial eléctrico en un punto del campo al trabajo que hay que realizar sobre la unidad de carga eléctrica positiva para llevarla, desde el infinito, hasta el punto considerado, o para alejar la unidad de carga negativa desde el punto hasta el infinito. Se representa por V.

$$V = \frac{W}{Q} \qquad \text{o} \qquad V = \frac{KQ}{r}$$

La diferencia de potencial entre dos puntos A y B es la diferencia entre sus potenciales eléctricos respectivos, esto es: Si $K = 9 \times 10^9 \dfrac{\text{nt.m}^2}{\text{cul}^2}$, Q se da en cul y r en m.

$$V_{AB} = V_A - V_B$$

$$V_{AB} = KQ\left(\frac{1}{r_A} - \frac{1}{r_B}\right)$$

En el sistema *MKS* el potencial se mide en voltios (v). El potencial es de un voltio si el trabajo es de 1 julio por cada culombio.

26.6 Capacidad eléctrica de un conductor

Capacidad eléctrica de un conductor es su capacidad para almacenar cargas eléctricas. La capacidad depende de la cantidad de carga almacenada y del potencial adquirido; se designa por C y se calcula mediante la fórmula:

$$C = \frac{Q}{V}$$

La capacidad se mide en faradios cuando la carga está medida en culombios y el potencial en voltios.

26.7 Condensadores

Son conductores diseñados para almacenar cargas eléctricas. Generalmente se construyen utilizando láminas metálicas separadas por sustancias aisladoras llamadas *dieléctricos.* En algunos el dieléctrico es el aire. La capacidad de los condensadores depende del área de las láminas, de la distancia entre ellas y del dieléctrico.

27. CORRIENTE ELECTRICA Y CIRCUITOS

27.1 Electrones libres

Los metales poseen en su estructura electrones que están en capacidad de moverse cuando una fuerza exterior actúa sobre ellos. Estos electrones se llaman libres.

27.2 Corriente eléctrica

Los extremos de un conductor, al ser conectados a dos puntos distintos de un campo eléctrico, permiten que las fuerzas del campo, actúen sobre los electrones libres y puedan moverse del punto de mayor potencial al de menor potencial. El movimiento de los electrones a lo largo del conductor recibe el nombre de corriente eléctrica. Como puede verse, la energía potencial eléctrica se trasfiere a los electrones y se convierte en cinética.

27.3 Intensidad de la corriente

La intensidad de la corriente, I, es la cantidad de carga que atraviesa una sección del conductor en la unidad de tiempo.

La unidad más utilizada es la del *MKS* y se llama amperio. La intensidad de corriente está dada por:

$$I = \frac{Q}{t}$$

$$1 \text{ amperio (amp)} = \frac{1 \text{ culombio}}{1 \text{ seg}}$$

Ejemplo: Si por la sección de un conductor circulan 4 culombios cada 5 segundos la intensidad es:

$$I = \frac{4 \text{ culombio}}{5 \text{ seg}} = 0{,}8 \text{ amperios}$$

Otra unidad para medir corriente es el miliamperio.

27.4 Sentido de la corriente y conservación de la misma

La corriente eléctrica, por conveniencia se considera que circula del mayor potencial al menor, es decir, en sentido contrario al movimiento de

los electrones. Para conservar una corriente eléctrica es preciso mantener un campo eléctrico.

27.5 Resistencia de un conductor

Los conductores, en mayor o menor grado, se oponen al movimiento de los electrones. La dificultad que encuentran los electrones para moverse dentro del conductor depende de una característica del mismo llamada *resistencia.* La resistencia depende de la naturaleza del conductor, de su longitud y de la sección. Está dada por:

$$R = \rho \frac{l}{s}$$

ρ es una constante propia de cada material, llamada *resistividad.* A su inverso $(\frac{1}{\rho})$ se le denomina *conductividad.*

Un conductor tiene una resistencia de un ohmio (Ω) cuando su resistividad es 1, su longitud 1 metro y su sección 1 mm^2.

27.6 Ley de Ohm

La ley de Ohm relaciona la resistencia de un conductor con la corriente eléctrica y el potencial necesario para mantenerla. Esta relación se expresa así:

$$V = R\,I$$

Si R se mide en ohmios e I en amperios el potencial necesario para mantener la corriente, I, se mide en voltios.

Ejemplo: Calcular la resistencia de un conductor por el que circula una corriente de 2 amperios cuando se le suministra un potencial de 10 voltios.

$$R = \frac{10 \text{ voltios}}{2 \text{ amperios}} = 5 \text{ ohmios}$$

27.7 Circuitos eléctricos

Son caminos cerrados, constituidos por conductores, por los cuales pueden viajar las cargas eléctricas.

Los componentes de un circuito se llaman resistencias y se designan con la letra R.

27.8 Clases de circuito

Se pueden construir circuitos en *serie,* en *paralelo* o *mixtos.* Un circuito en serie es aquel que constituye un solo camino para la corriente.

Un circuito en paralelo es aquel en que la corriente encuentra caminos distintos.

Ejemplo de circuito en serie: El tubo que conduce el agua desde un río o lago a los tanques de purificación.

En paralelo: Los constituidos por los distintos tubos que saliendo del tubo principal reparten el agua en la casa. En cualquier circuito un conjunto de resistencias se puede sustituir por una sola resistencia llamada equivalente. En los circuitos en serie la resistencia equivalente se obtiene así:

$$R_e = R_1 + R_2 + R_3 + \ldots + R_n$$

La corriente que circula por cada resistencia es la misma y el potencial o energía consumida por cada una de ellas se calcula por la ley de Ohm. La suma de los potenciales totales es el potencial aplicado y es igual a $R_e \cdot I$.

La resistencia equivalente para un circuito en paralelo es:

$$\frac{1}{R_e} = \frac{1}{R_1} + \frac{1}{R_2} + \frac{1}{R_3} + \ldots + \frac{1}{R_n}$$

En este caso el potencial necesario para producir la corriente es el mismo para todas. Las corrientes por analogía con los tubos de agua son diferentes.

Lo anterior nos permite escribir:

$$R_1 I_1 = R_2 I_2$$

$$R_1 I_1 = R_3 I_3$$

Así como también $R_1 I_1 = R_e I$

en donde I es la corriente total del circuito y que es igual a la suma de las corrientes que circulan por cada resistencia.

Nota: n se limita al número de resistencias del circuito.

27.9 Trabajo de la corriente eléctrica

Cuando las cargas ceden su energía al filamento de una bombilla para calentarlo, la corriente realiza un trabajo. El trabajo que la corriente realiza está representado en el calor y luz proporcionada.

El trabajo se calcula así:

$$W = Q\,V$$

pero como $Q = It$

$$W = VIt$$

y de acuerdo con la ley de Ohm, V puede sustituirse por $R\,I$, de donde:

$$W = R I^2 t$$

cuando R se mide en ohmios, I en amperios y t (seg), W se mide en julios.

La potencia de una resistencia o consumidor de energía eléctrica es:

$$P = R I^2$$

si R se mide en ohmios e I en amperios la potencia se mide en vatios.

Si toda la energía eléctrica se trasforma en energía calórica la cantidad de calor es:

$$Q = 0{,}24 R I^2 t \text{ (calorías)}$$

si R se mide en ohmios, I en amperios y t en segundos.

28. ELECTROMAGNETISMO

28.1 Magnetismo

Es la propiedad que tienen ciertas sustancias, de atraer a ciertos cuerpos. *Ejemplo:* pedazos o partículas de hierro.

28.2 Polos magnéticos e imanes

Los polos magnéticos son regiones en donde parece concentrarse el magnetismo de los cuerpos magnéticos. Un cuerpo que posee polos magnéticos se denomina *imán.*

28.3 Orientación de un imán

Una barra de hierro imantada, suspendida por su centro, se orienta de tal manera que uno de sus extremos apunta al norte geográfico y la otra al sur geográfico. El extremo que apunta al norte se llama *norte magnético o polo positivo* y el otro *sur magnético o polo negativo.*

28.4 Leyes relativas a los imanes

(*a*) Los polos de igual signo se repelen y los de signo distinto se atraen.

(*b*) La fuerza que se ejerce entre dos polos magnéticos es directamente proporcional al producto de las intensidades de los polos e inversamente proporcional al cuadrado de la distancia que los separa.

La segunda ley es de carácter cuantitativo y la expresión matemática es:

$$F = K \frac{m_1 m_2}{d^2} \qquad K = 10^7 \frac{\text{nt} \cdot \text{m}^2}{\text{weber}^2}$$

Donde m_1 y m_2 representan las intensidades del polo magnético.

28.5 Unidades de intensidad magnética

En el sistema *MKS* la intensidad del polo magnético es el *weber.* El weber es la intensidad de un polo que, colocado a la distancia de 1 m, en el vacío, de otro de igual intensidad, lo atrae o lo repele con la fuerza de 10^7 nt.

En el *CGS* es la ucgs. "La ucgs es la intensidad de un polo que a la distancia de 1 centímetro en el vacío de otro igual lo atrae o lo repele con la fuerza de una dina".

$$1 \text{ weber} = 10^8 \text{ ucgs}$$

28.6 Campo magnético

La zona de influencia de un imán se llama *campo magnético.* Un campo magnético se representa por medio de líneas imaginarias llamadas líneas de fuerza magnética. Estas indican la dirección que tomaría un polo magnético abandonado en el campo.

28.7 Intensidad del campo magnético

La intensidad del campo magnético en un punto es la fuerza que el campo ejerce sobre la unidad de intensidad magnética en el punto. Se representa por H. Se calcula así:

$$\vec{H} = \frac{\vec{F}}{m}$$

Unidades: en el sistema *MKS* es el nt/weber

En el sistema *CGS* se mide en oersted.

La intensidad de un campo es de 1 oersted si el campo ejerce sobre la ucgs de intensidad del polo la fuerza de 1 dina:

$$1 \text{ oersted} = 10^3 \text{ nt/ weber}$$

28.8 Inducción magnética y sustancias magnéticas

Se llama inducción magnética al fenómeno por el cual ciertas sustancias se imantan al encontrarse en un campo magnético. El imán que produce el campo se llama *inductor* y el que se imanta *inducido.*

Las sustancias que se imantan en el mismo sentido del campo se llaman *paramagnéticas*; si la imantación es intensa se llaman *ferromagnéticas* y si se imantan en sentido contrario, *diamagnéticas.*

La inducción magnética se representa por B y está dada por:

$$\vec{B} = \mu \vec{H}$$

Donde μ es la permeabilidad magnética y depende de la sustancia. H, por conveniencia, es el número de líneas de fuerza que atraviesan la unidad de

área colocada perpendicularmente a la dirección del campo magnético, en un punto del mismo.

Ejemplo: Si la intensidad del campo en un punto es de 4 oersted, 4 líneas de fuerza atraviesan el área de 1 cm^2.

En el sistema *CGS* la unidad de inducción es el gauss. Se tiene un gauss cuando la unidad de área, 1 cm^2 se coloca en un punto, perpendicularmente a la dirección del campo, en que la intensidad es un oersted.

En el *MKS*, *B* se mide en $weber/m^2$

$$1\ \frac{weber}{m^2} = 10^4\ gauss$$

28.9 Flujo magnético

Se llama flujo magnético a través de una superficie *S*, al producto de la inducción magnética por el área de la superficie y por el coseno del ángulo que el vector inducción forma con la normal a la superficie.

$$\phi = B\,S\cos\theta$$

Donde ϕ es flujo magnético

La unidad *CGS* de flujo es el maxwell. Se tiene un maxwell de flujo cuando un gauss de inducción atraviesa una superficie de 1 cm^2 colocada perpendicularmente a la dirección de la inducción.

En el *MKS* el flujo se mide en weber.

Un weber es el flujo producido por una inducción magnética de: 1 $\frac{weber}{m^2}$, cuando atraviesa el área de 1m^2 colocada perpendicularmente a la inducción.

28.10 Relación entre magnetismo y electricidad

(*a*) Las cargas eléctricas en movimiento crean campos magnéticos. Esto permite afirmar que el magnetismo no es más que la manifestación de la electricidad en movimiento.

(*b*) *Determinación de la dirección de las líneas de fuerza.*

Hay dos formas de conocer la dirección de las líneas de fuerza magnética, del campo magnético creado por una corriente eléctrica. Si la corriente circula por un conductor recto, este se toma con la mano derecha de modo que el pulgar quede extendido sobre el conductor en dirección de la corriente. Los demás dedos indican la dirección del campo magnético.

Otra forma es haciendo avanzar un sacacorchos en dirección de la corriente. La dirección en que gira el tirabuzón indica la dirección del campo.

Si el conductor tiene forma circular se toma la espira con la mano derecha de manera que los dedos, excepto el pulgar que se extiende, indiquen la dirección de la corriente. El pulgar indicará la dirección del campo.

Con el sacacorchos, haciéndolo girar en el sentido de la corriente, sabemos la dirección del campo magnético, dada por la dirección en que avanza el sacacorchos.

La intensidad del campo magnético alrededor de un conductor rectilíneo a una distancia(*r*) del mismo es:

$$H = \frac{0{,}2\,I}{r}$$

Si *I* se mide en amperios y *r* en cm , *H* se mide en oersted.

En el centro de una espira es:

$$H = \frac{0{,}2\,\pi\,I}{r}$$

Para un conjunto de varias espiras compactas:

$$H = \frac{0{,}2\,\pi\,n\,I}{r}\ (n = \text{número de espiras})$$

28.11 Solenoide

Es un sistema formado por espiras paralelas. La línea central se llama eje del solenoide.

La dirección del campo se determina por el procedimiento utilizado para una espira.

En el solenoide:

$$H = \frac{0{,}4\,\pi\,n\,I}{l}$$

de donde *n*, número de espiras y *l*, longitud del solenoide.

28.12 Fuerzas electromagnéticas

Un conductor por el que circula una corriente eléctrica, colocado en un campo magnético, experimenta una fuerza por parte del campo magnético que se manifiesta por un movimiento del conductor.

La dirección de la fuerza se puede conocer aplicando la regla de la mano izquierda. Se colocan el índice, el pulgar y el dedo medio de tal forma que resulten perpendiculares entre sí. Si el índice indica la dirección del campo magnético y el dedo medio la dirección de la corriente, el pulgar indicará la dirección de la fuerza.

La intensidad de la fuerza es:

$$F = 0{,}1\mu H \cdot I \cdot l\ \text{sen}\,\theta$$

θ es el ángulo que H forma con I y l la longitud del conductor. Cuando H se mide en oersted, I en amperios y l en cm, la fuerza resulta en dinas.

28.13 Amperímetros y voltímetros

Las relaciones entre magnetismo y electricidad han permitido la construcción de aparatos para medir corriente y potencial eléctricos. En estos aparatos se aprovechan las interacciones entre campos eléctricos y magnéticos.

29. FLUJO MAGNETICO E INDUCCION ELECTROMAGNETICA

29.1 Flujo magnético a través de una superficie

Se llama flujo magnético, φ o f_i, al número total de líneas de fuerza que atraviesan una superficie s colocada perpendicularmente a la dirección del campo magnético en un punto. Como se vio antes, el número de líneas es H. De donde:

$$\varphi = HS$$

En el MKS H es $\frac{\text{weber}}{\text{m}^2}$ y s es m^2, el flujo se mide en weber.

En el CGS en que H se mide en gauss y s en cm^2, φ se mide en maxwells.

$$1 \text{ maxwell} = 10^{-8} \text{ weber}$$

29.2 Inducción electromagnética

Si un conductor eléctrico es atravesado por un flujo magnético variable se induce en él una fuerza electromotriz que cesa, una vez haya cesado la variación de flujo. La fuerza electromotriz inducida tiende a producir una corriente eléctrica en el conductor. La fuerza electromotriz inducida se presenta por $\mathcal{E}$ y se puede calcular por la ecuación:

$$\mathcal{E} = \frac{\varphi - \varphi o}{t}$$

De acuerdo con la expresión, la fuerza electromotriz inducida es la variación del flujo por unidad de tiempo.

Si φ está dado en weber y t en seg, la fuerza electromotriz se mide en voltios.

Cuando φ se da en maxwell y t en segundos, $\mathcal{E}$ se mide en voltios, multiplicando el valor obtenido por 10^{-8}.

29.3 Ley de Lenz

"El sentido de la corriente eléctrica producida por una fuerza electromotriz inducida es tal, que el campo magnético que la corriente eléctrica crea tiende a impedir la variación del flujo magnético que pasa a través del conductor."

29.4 Autoinducción

Si a través de un circuito circula una corriente y se producen variaciones de la misma, se induce en el circuito una fuerza electromotriz a causa de las variaciones del campo magnético creado por la corriente. De acuerdo con la ley de Lenz, esta fuerza electromotriz inducida se opone a las variaciones de corriente. La autoinducción se mide en henrios y se representa por L. 1 henrio $= \frac{1 \text{ voltio}}{1 \text{ amp/seg}}$. Para calcular la autoinducción se emplea: $L = \frac{\mathcal{E} t}{I}$.

29.5 Movimiento de un conductor en un campo magnético

Cuando un conductor se mueve en un campo magnético sus electrones experimentan una fuerza que tiende a hacerlos mover a lo largo del mismo. El campo magnético induce una fuerza electromotriz cuya magnitud es:

$$\mathcal{E} = Bl\,v \text{ sen } \theta$$

Si la inducción B se mide en $\frac{\text{weber}}{\text{m}^2}$, la longitud l del conductor en metros y la velocidad v con que se mueve, en m/seg $\mathcal{E}$ resulta en voltios. El sentido lo da la regla de la mano izquierda; en este caso, el pulgar señala la dirección de la fuerza electromotriz, el índice, la inducción y el del medio la velocidad.

29.6 Corrientes de Foucault

En una lámina metálica se inducen corrientes eléctricas circulares cuando la lámina es atravesada por un flujo magnético variable. Dichas corrientes son llamadas corrientes parásitas o de foucault.

29.7 Trasformadores

Son aparatos destinados a modificar la fuerza electromotriz o la corriente eléctrica.

Las modificaciones se producen gracias a la inducción electromagnética.

Sobre dos ramas que forman una u, se hacen enrollamientos de alambre. Las ramas son láminas en forma de U, acopladas entre sí y hechas de hierro dulce. Uno de los enrollados de alambre sirve de entrada de la corriente de una planta y se llama *primario*. El otro sirve de salida y se llama *secun-*

dario. Si el primario tiene n_p espiras y entra un potencial $\mathcal{E}_p$ y el secundario tiene n_s espiras, el potencial proporcionado por el secundario es:

$$\mathcal{E}_s = \frac{E_p \times n_s}{n_p}$$

29.8 Corriente alterna

La corriente de una pila se llama continua porque su dirección no cambia. Cuando la dirección de la corriente cambia continuamente se llama alterna. El cambio de dirección de la corriente, por unidad de tiempo, es la frecuencia. Estas corrientes se producen por fuerzas electromotrices inducidas por campos magnéticos.

29.9 Corrientes trifásicas

En un generador de corriente alterna, si se disponen los conductores, dentro del campo magnético en el cual se mueven, de manera que las fuerzas electromotrices inducidas en cada uno de ellos estén desfasadas, dan lugar a corrientes de distinta fase. Corrientes correspondientes a tres fases distintas se llaman *trifásicas.*

Para esto se debe recordar el ángulo de fase de un movimiento periódico.

29.10 Ondas electromagnéticas

Las interacciones entre campos eléctricos y magnéticos dan lugar a perturbaciones que se llaman ondas electromagnéticas.

El conjunto de ondas electromagnéticas recibe el nombre de *espectro electromagnético.* El espectro electromagnético lo componen las ondas de radio, las ondas luminosas, rayos *X* y otras radiaciones.

Los dispositivos destinados a producir tales perturbaciones se llaman osciladores y los circuitos que los componen circuitos oscilantes.

30. RADIACIONES

30.1 Rayos catódicos

Los rayos catódicos son haces de electrones emitidos por un filamento calentado que se llama *cátodo.*

Los rayos catódicos se pueden desviar por campos eléctricos o magnéticos.

30.2 Rayos X

Los rayos *X* se producen cuando en un tubo de alto vacío los electrones a gran velocidad chocan contra un blanco.

La energía perdida por los electrones se convierte en energía de los rayos *X*.

Los rayos *X* no se pueden desviar por campos eléctricos ni magnéticos.

Debido a su poder penetrante se utilizan para tomar fotografías de huesos. La exposición por largo tiempo a ellos trae consecuencias fatales.

30.3 Rayos α

Los rayos α son núcleos de helio. El núcleo de helio se compone de dos protones y dos neutrones. Por consiguiente, los rayos alfa son partículas con carga positiva. Estas partículas pueden atravesar una hoja de papel ordinario o unos centímetros de aire. Se pueden desviar por campos eléctricos o magnéticos.

30.4 Rayos β

Los rayos β son electrones. Los rayos β atraviesan láminas metálicas delgadas o varios decímetros de aire. Se desvían por la acción de campos eléctricos o magnéticos.

30.5 Rayos γ

Los rayos γ se parecen a los rayos *X* pero poseen mayor energía y son más penetrantes. Traspasan láminas de plomo de unos 30 cm de espesor y se detienen después de viajar 2,5 kilómetros en el aire. Como los rayos *X*, no se desvían por campos eléctricos ni magnéticos.

30.6 Efecto fotoeléctrico

El efecto fotoeléctrico es la emisión de electrones por parte de superficies bien pulidas de ciertos metales al incidir sobre ellos luz de suficiente intensidad. La extracción de electrones de la lámina es tanto más fácil cuanto mayor sea la energía del haz luminoso que incide sobre ella.

30.7 Radiactividad

La emisión de radiación por parte de algunas sustancias se llama radiactividad.

La emisión de radiación puede ser espontánea o estimulada. Cuando la radiación es expontánea se llama *natural;* cuando se estimula es *radiación artificial.*

31. TEORIAS DE LA RELATIVIDAD Y CUANTICA

31.1 La teoría de la relatividad

Es una teoría física que en forma lógica critica las nociones de *tiempo* y *espacio.*

La teoría de la relatividad se desarrolló en dos etapas. La primera corresponde a la *relatividad restringida* y la segunda a la *relatividad general.*

(*a*) La relatividad restringida afirma que todos los sistemas galileanos o inerciales son equivalentes. Un sistema galileano es aquel en el que se cumpla la ley de inercia. Los postulados de la relatividad restringida son:

(1) Las leyes de los fenómenos físicos son las mismas para observadores que se mueven con velocidad constante con respecto a un sistema de referencia arbitrario.

(2) La velocidad de la luz en el espacio libre es la misma para todos los observadores e independiente de la velocidad relativa de la fuente luminosa o del observador.

Se llama restringida por referirse únicamente a observadores que se mueven con velocidad constante.

Una de las afirmaciones más importantes de la teoría de la relatividad dice que la masa es variable y que su variación depende de la velocidad con que se mueva.

Así si la masa de un cuerpo en reposo es m_o, su masa, a una velocidad v, será:

$$m = \frac{m_o}{\sqrt{1 - \frac{c^2}{v^2}}}$$

31.2 Equivalencia entre masa y energía

La relatividad demuestra que la energía tiene masa y que energía y masa son una misma cosa. Una masa en reposo es energía almacenada. De acuerdo con la relatividad la masa se destruye y se convierte en energía sustituyendo así la conservación de la masa por un principio más general: la conservación de la energía.

La identidad entre masa y energía se expresa por:

$$E = m\,c^2$$

Cuando dos átomos de hidrógeno, más dos neutrones, se unen para formar helio, hay una reducción de masa que se convierte en energía.

31.3 Teoría general

La teoría general de la relatividad extiende la invariancia de las leyes físicas a todos los observadores posibles, sea cual fuere el lugar en que trabajen.

En esta parte se hace un estudio de los campos gravitacionales y se obtiene como resultado el que la gravitación es una fuerza de inercia y que las leyes expresan la inercia de la materia.

31.4 Cuantos de energía

Durante mucho tiempo se creyó que la energía se emitía en forma continua.

Max Planck, cuando estudió la radiación de un cuerpo negro, creó la teoría cuántica según la cual la energía se emite o se absorbe en pequeños paquetes llamados cuantos de energía. No se emiten fracciones de estos paquetes sino números enteros de ellos.

La magnitud de un cuanto de energía es:

$$E = h\,f$$

en donde h se llama constante de Planck y f la frecuencia del oscilador. La constante h tiene un valor de $6{,}6 \times 10^{-34}$ julios seg.

Tabla 1	**Densidades en g/cm³**
Aluminio	2,7
Cobre	8,9
Hierro	7,1 a 7,8
Plomo	11,3
Hielo a 0°C	0,917
Agua a 4°C	1,0
Alcohol	0,791
Aire	0,0012928

Tabla 2	**Coeficientes de dilatación lineal de sólidos en °C⁻¹**
Aluminio	0,000022
Cobre	0,000016
Hierro	0,000011
Estaño	0,000022
Latón	0,000019
Níquel	0,000013

Tabla 3	**Algunos calores específicos en cal/g°C**
Aluminio	0,21
Cobre	0,091
Hielo	0,50
Hierro	0,11
Plomo	0,031

Agua	1,00
Alcohol	0,58

Tabla 4	Calor latente de fusión cal/g
Aluminio	77
Hielo	80
Hierro	30
Plomo	5

Tabla 5	Puntos de fusión en °C
Hielo	0
Hierro	1,500
Cobre	1,083
Plomo	327
Aluminio	658

Tabla 6	Permeabilidad magnética (μ de algunas sustancias
Aire	1
Cobre	0,99999
Agua	0,99999992
Níquel	1000
Hierro	7000
Acero	1500

Test de evaluación

Selección múltiple

En cada una de las siguientes proposiciones se dan cuatro soluciones para cada una de las preguntas usted debe encontrar la respuesta correcta y señalarla.

1. El objeto de la *física* es describir aquellos hechos que:
   (*a*) se refieren al hombre y su medio ambiente.
   (*b*) tienen que ver con el comportamiento del hombre a través de los tiempos.
   (*c*) se refieren a la materia y la energía y a sus interacciones.
   (*d*) tienen que ver con la obtención de nuevas sustancias.

2. La *experimentación* es:
   (*a*) la repetición de un hecho observado.
   (*b*) la reproducción de un hecho ya observado en forma cuidadosa y tomado de medidas de control.
   (*c*) la invención de un instrumento.
   (*d*) ninguna de las anteriores.

3. Uno de los propósitos de la *tecnología* es:
   (*a*) dotar al hombre de un mayor conocimiento de su mundo.
   (*b*) señalar los errores de un principio científico.
   (*c*) comprobar los principios científicos.
   (*d*) seleccionar medios y construir equipos que permitan aprovechar el conocimiento científico para el beneficio del hombre.

4. De los siguientes términos uno de ellos se refiere a una magnitud. El término es:
   (*a*) forma.
   (*b*) volumen.
   (*c*) aspecto.
   (*d*) metro.

5. De las siguientes unidades de medida, una de ellas pertenece al sistema *MKS*. La unidad es:
   (*a*) kilómetro.
   (*b*) hora.
   (*c*) tonelada.
   (*d*) kilogramo.

6. Un estroboscopio de ocho ranuras se utilizó para medir el período de rotación del eje de un motor. El eje del motor parecía estar quieto cuando el disco realizaba 40 vueltas en 24 seg. El período de rotación del motor, en segundos, era de:
   (*a*) 3
   (*b*) 3/5
   (*c*) 3/4
   (*d*) 3/40

7. La masa de un cuerpo de 45 centímetros cúbicos de volumen y 0,8 gramos por centímetro cúbico de densidad es:

(*a*) 36 g
(*b*) 36 kg
(*c*) 56,25 g
(*d*) 56,26 kg

8. El vector resultante de los vectores 10 m oriente y 5 m occidente, es:
   (*a*) 15 m, oriente.
   (*b*) 5 m, occidente.
   (*c*) 5 m, oriente.
   (*d*) 15 m, occidente.

9. Mediante un cronómetro y una cinta métrica se logra establecer que el movimiento que realiza un cuerpo es de rapidez constante. El cuerpo se desplaza siempre hacia el oriente. Esto permite concluir que:
   (*a*) se mueve con aceleración constante.
   (*b*) se mueve con velocidad constante.
   (*c*) se mueve con aceleración variable.
   (*d*) se mueve con rapidez constante y velocidad variable.

10. Un móvil arranca con una velocidad de 20 m/seg y al cabo de 10 seg su velocidad es de 30 m/seg. El movimiento se realiza sobre trayectoria rectilínea con aceleración constante. La distancia recorrida en los 10 seg es:
   (*a*) 200 m
   (*b*) 50 m
   (*c*) 250 m
   (*d*) 500 m

11. Un avión desciende a una pista de aterrizaje con una rapidez de 100 m/seg y se detiene en 25 seg. La longitud de la pista en metros es de:
   (*a*) 2500
   (*b*) 3750
   (*c*) 1250
   (*d*) 2400

12. Un muchacho trata de deslizar sobre una superficie una caja de 28 kgf y observa que para poderla poner en movimiento tiene que realizar una fuerza horizontal de 21 kgf. El coeficiente de rozamiento entre las superficies es de:

   (*a*) 21
   (*b*) 49
   (*c*) 7,5
   (*d*) 0,75

13. La velocidad necesaria para que un cuerpo lanzado verticalmente hacia arriba, alcance una altura de 1960 m, medida en m/seg, ha de ser de:
   (*a*) 196
   (*b*) 19,6
   (*c*) 14
   (*d*) 1,4

14. Una partícula gira, dando 90 vueltas en 20 segundos. La frecuencia de rotación en vuelt./seg es:
   (*a*) 45
   (*b*) 9
   (*c*) 90
   (*d*) 4,5

15. Ciertos movimientos reciben el nombre de armónicos porque en sus ecuaciones descriptivas figuran:
   (*a*) constantes elásticas.
   (*b*) el número pi y ángulos.
   (*c*) fuerzas centrípetas.
   (*d*) senos o cosenos.

16. La escala de una balanza de resorte que registra de cero a 16 kgf tiene 15 centímetros de longitud. Se observa que un cuerpo suspendido de la balanza oscila verticalmente, dando 1,5 vibr./seg. El peso del cuerpo suspendido medido en kgf es de:
   (*a*) 11,8
   (*b*) 13
   (*c*) 9
   (*d*) 10,89

17. Al traer un péndulo de un reloj del polo norte a Bogotá, el péndulo marca un intervalo de tiempo mayor, porque:
   (*a*) su longitud aumenta.

(*b*) su longitud disminuye.
(*c*) cambia la masa suspendida.
(*d*) disminuye la aceleración de gravedad.

18. Un hombre trasporta sobre su hombro un saco que pesa 20 kgf. Hace un recorrido de 5 m en dirección horizontal y asciende por una escalera cuyo último escalón está 4 m sobre el nivel del piso. El trabajo realizado en kgm por el hombre es:
(*a*) 100
(*b*) 80
(*c*) 180
(*d*) 128

19. La energía necesaria que hay que suministrar a un motor para realizar un trabajo es de 2000 julios. El motor solamente devuelve 1800 jul. Los 200 julios restantes se:
(*a*) destruyen.
(*b*) desaparecen.
(*c*) trasforman en calor.
(*d*) ninguna de las anteriores.

20. La cantidad de calor para llevar 100 g de hielo de -4°C a 5°C de temperatura, en calorías, es:
(*a*) 900
(*b*) 200
(*c*) 8700
(*d*) 8000

21. Un cuerpo de 80 g masa y 100 centímetros cúbicos de volumen se sumerge en agua. El cuerpo:
(*a*) flota con una parte sumergida.
(*b*) flota entre dos aguas.
(*c*) se hunde.
(*d*) ninguna de las anteriores.

22. Se sumerge totalmente en agua un cuerpo hasta una profundidad de 1,5 m. Sabiendo que el cuerpo posee un volumen de 100 centímetros cúbicos y una densidad de 0,7 g/cm^3 puede predecirse que el cuerpo una vez haya alcanzado la superficie, rebota por sobre la misma alcanzando una altura medida en centímetros de:

(*a*) 150
(*b*) 0
(*c*) 64,2
(*d*) 32,1

23. La interferencia de ondas se sucede cuando:
(*a*) la onda encuentra un obstáculo.
(*b*) la onda encuentra una rendija.
(*c*) la onda cambia de medio de propagación.
(*d*) a un mismo punto llegan varias ondas.

24. Longitud de onda es:
(*a*) la distancia alcanzada por la perturbación en 1 seg.
(*b*) la distancia alcanzada por la onda en un período.
(*c*) el número de ondas emitidas por unidad de tiempo.
(*d*) el número de ondas recibidas por el observador.

25. Experimentando con un tubo abierto y uno cerrado de la misma longitud se encuentra que las frecuencias:
(*a*) son iguales.
(*b*) la del tubo abierto es menor.
(*c*) la del cerrado es mayor.
(*d*) la del cerrado es menor.

26. La reflexión de la luz es un fenómeno que se debe a su naturaleza:
(*a*) ondulatoria o corpuscular.
(*b*) ondulatoria exclusivamente.
(*c*) corpuscular exclusivamente.
(*d*) ninguna de las anteriores.

27. La intensidad luminosa de un foco se mide en:
(*a*) vatios.
(*b*) lumen.
(*c*) bujías.
(*d*) fot.

28. Para calcular la iluminación sobre una pared:
(*a*) no importa cómo incidan los rayos.
(*b*) es importante saber la inclinación de los rayos.

(*c*) es indiferente saberlo o no.
(*d*) ninguna de las anteriores.

29. Una lente cuya potencia es de 4 dioptrías da, de un objeto situado a 50 cm de la misma, una imagen situada a:
(*a*) 4 cm
(*b*) 5 cm
(*c*) 50 cm
(*d*) 48 cm

30. La polarización de la luz, es una prueba de que la luz:
(*a*) no es una onda.
(*b*) es una onda longitudinal.
(*c*) es una onda trasversal.
(*d*) ninguna de las anteriores.

31. Para que un espejo esférico cóncavo produzca una imagen real invertida e igual al objeto, éste debe situarse:
(*a*) entre el centro de curvatura y el infinito.
(*b*) sobre el centro de curvatura.
(*c*) entre el centro de curvatura y el foco.
(*d*) sobre el foco.

32. La distancia focal de un espejo esférico equivale a:
(*a*) la mitad del valor del radio de curvatura.
(*b*) dos veces el valor del radio de curvatura.
(*c*) el valor del radio.
(*d*) la tercera parte del radio.

33. La reflexión total de la luz ocurre cuando un rayo luminoso pasa de:
(*a*) un medio de índice de refracción absoluto a otro de igual índice.
(*b*) un medio de menor índice a otro de mayor índice.
(*c*) un medio de mayor índice a otro de menor índice.
(*d*) ninguna de las anteriores.

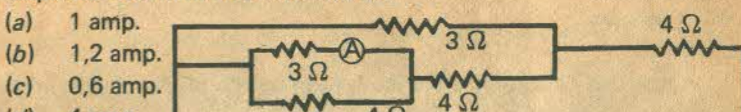
34. En el techo de una habitación hay una lámpara de 60 bujías. La distancia entre el techo y el piso es 2 m. La iluminación recibida por un punto del piso, directamente situado debajo de la lámpara, medida en fot, es:

(*a*) 30
(*b*) 3
(*c*) 15
(*d*) 0,0015

35. Se desea proyectar, sobre una pantalla situada a 6 m de una lente convergente, la imagen de un objeto situado a 12 cm de la misma. La potencia de la lente que ha de emplearse, medida en dioptrías, debe ser:
(*a*) 2
(*b*) 4
(*c*) 8,3
(*d*) 8,5

36. La desviación de un rayo luminoso que incide sobre la cara de un prisma con un ángulo de 30° y emerge con un ángulo de 40° por la otra cara que con la anterior forma un ángulo diedro de 50°, es:
(*a*) 90°
(*b*) 40°
(*c*) 20°
(*d*) 60°

37. Se tiene un circuito eléctrico dispuesto como muestra la figura. El amperímetro mide una corriente de:
(*a*) 1 amp.
(*b*) 1,2 amp.
(*c*) 0,6 amp.
(*d*) 4 amp.
(*e*) 3,6 amp.



38. En un experimento realizado con un núcleo de oro (118 neutrones y 79 protones) y una partícula alfa se encuentra que a la distancia de 10^{-12} cm el núcleo de oro repele a la partícula alfa con una fuerza de:
(*a*) 364 nt.
(*b*) 8 dinas.
(*c*) 40 kg.
(*d*) 760 lbf.
(*e*) ninguna.

39. Por un conductor circulan 90 cul durante 30 segundos; la intensidad de la corriente es de:
(*a*) 3 amp.
(*b*) 3,5 amp.
(*c*) 2,8 amp.
(*d*) 2700 amp.
(*e*) 7,5 amp.

40. Quiere construir usted un trasformador de voltaje y para eso utiliza dos bobinas de 200 y 800 vueltas cada una. El voltaje de entrada es de 110 v. Sabiendo que los voltajes son proporcionales al número de vueltas, el voltaje de salida es de:
(*a*) 880 v.
(*b*) 800 v.
(*c*) 300 v.
(*d*) 440 v.
(*e*) ninguna.

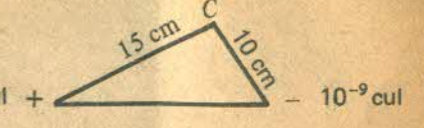
41. Una batería suministra una fuerza (electromotriz) de 60v a un circuito cuya resistencia es de 120 ohmios. La corriente que circula es de:
(*a*) 10 amp.
(*b*) 20 amp.
(*c*) 2 amp.
(*d*) 0,5 amp.
(*e*) ninguna.

42. La intensidad del campo eléctrico creado por un núcleo de oro en un punto que dista 10^{-12} cm es de:
(*a*) $11{,}3 \times 10^{20}$ nt/cul.
(*b*) 18 nt/cul.
(*c*) 5000 dinas/cul.
(*d*) 8 nt/cul.
(*e*) 70000 dina/cul.

43. Un tubo sonoro abierto tiene 60 centímetros de longitud y vibra emitiendo su tercer armónico; la longitud de la onda sonora será:
(*a*) 120 cm.
(*b*) 30 cm.
(*c*) 60 cm.

(*d*) 24 cm.
(*e*) 40 cm.

44. El potencial en el punto *c* debido a las cargas puntuales de la figura es:
(*a*) 90 v.
(*b*) -30 v.
(*c*) 60 v.
(*d*) -90 v.
(*e*) 150 v.



45. La potencia de una lámpara de 20 ohmios por la que circula una corriente de 3 amp, en vatios es:
(*a*) 18 w.
(*b*) 60 w.
(*c*) 180 w.
(*d*) 20 w.
(*e*) 1,8 w.

46. La atracción o repulsión entre imanes es:
(*a*) proporcional a la masa del polo de un imán e inversa con la distancia entre los imanes.
(*b*) proporcional al producto de las masas de los polos e inversa con la distancia entre ellos.
(*c*) independiente de la masa de los polos y depende de la distancia.
(*d*) proporcional al producto de sus masas e inversamente proporcional al cuadrado de la distancia entre ellas.

47. Cuando la fuerza está dada en dinas y la masa magnética en *UMCGS* o *UP*, la intensidad del campo magnético se mide en:
(*a*) oersted.
(*b*) weber.
(*c*) gauss.
(*d*) henrios.

48. La fuerza electromotriz inducida en un conductor atravesado por un flujo magnético que varía de 10 weber a 70 weber en 10 seg, es en voltios, de:

(*a*) 1
(*b*) 7
(*c*) 8
(*d*) 6

49. Los rayos *X* son de la misma naturaleza que:
(*a*) los rayos catódicos.
(*b*) los rayos alfa.
(*c*) los rayos beta.
(*d*) ninguna de las anteriores.

50. La masa de un cuerpo a velocidades cercanas a la velocidad de la luz:
(*a*) permanece invariable.
(*b*) aumenta pero muy poco.
(*c*) disminuye un poco.
(*d*) aumenta enormemente.

Ejercicios de complementación

Los siguientes ítems son proposiciones incompletas que usted al hacer su propia evaluación debe completar utilizando la palabra, palabras o datos adecuados según el caso.

51. Un sistema de unidades es un conjunto constituido por distintas clases de unidades de medida y formado tomando algunas de ellas como ________________ y las demás, llamadas derivadas, se obtienen operando aritméticamente sobre las________________.

52. Un estudiante obtuvo los siguientes datos al medir las longitudes de tres varillas: 2,4 cm, 3,48 cm y 5,923 cm. La longitud total de las tres varillas unidas es de __________ cm.

53. Dos vectores de 5 kgf y 12 kgf forman entre sí un ángulo de 60°. El vector resultante, en kgf, es __________

54. La gráfica correspondiente a un conjunto de datos, correspondiente a las variables (*n*,*m*), resultó ser una línea recta. Lo anterior permite concluir que *m* es ____________ proporcional a *n*.

55. La rapidez media con que un vehículo ha recorrido una distancia de 200 m en 20seg es de__________ m/seg.

56. Un vehículo sale de una ciudad *A* a una ciudad *B* con una rapidez constante de 200 m/seg y otro de la ciudad *B* a la ciudad *A*, en el mismo instante, con una rapidez constante de 150 m/seg. Si las ciudades están separadas entre sí por una distancia de 120 km los vehículos se cruzan en un punto situado con relación a *A* a una distancia de ________________ km.

57. Un auto parte con una velocidad de 40 m/seg y al cabo de 15 seg su velocidad es de 70 m/seg. El vehículo recorre durante los 15 seg una distancia de ______________ m y su aceleración es de __________ m/seg^2.

58. Si un cuerpo está en reposo o se mueve con velocidad constante podemos afirmar que la suma de fuerzas que actúan sobre él es __________.

59. Si la fuerza que actúa sobre un cuerpo se duplica, su aceleración se ________________ .

60. Sobre un cuerpo de 20 kg actúa una fuerza de 30000 dinas. El cuerpo se mueve con una aceleración de ______________.

61. Un proyectil es disparado, mediante un cañón que forma con la horizontal un ángulo de 30°. El proyectil abandona el cañón con una velocidad de 200 m/seg. Los datos anotados permiten predecir que la bala alcanza una distancia horizontal máxima de _________ y una altura máxima de __________.

62. Se hace girar una piedra amarrada de uno de los extremos de un hilo de 50 cm de longitud. En 10 seg la piedra da 20 vueltas. La rapidez circunferencial de la piedra es__________ y su rapidez angular ______________.

63. Un automóvil de 1200 kg se mueve sobre una curva de 500 m de radio con una rapidez de 60 km/h. La fuerza centrípeta sobre el automóvil, medida en kgf, es de ________________

64. Una partícula ejecuta un movimiento armónico simple de amplitud 5 cm y frecuencia 1,5 cicl/seg. La elongación después de 0,04 seg es de _______________ y la velocidad de _______________

65. Una bala de 20 g se dispara con una velocidad de 200 m/seg y atraviesa un bloque de madera de 25 cm de espesor. Si el bloque presenta una fuerza media de 105 kgf; la bala, sale entonces, con una velocidad de _______________

66. Una varilla de cobre se encuentra inicialmente a una temperatura de 10°C y tiene una longitud de 30 cm. Se eleva la temperatura de la varilla hasta 200°C. El calor suministrado hace que la varilla se dilate y su longitud final sea de _______________

67. La menor intensidad que ha de tener un sonido para que sea percibido por el oído humano es de _______________

68. Un rayo luminoso incide sobre la cara de un vidrio plano de 10 mm de espesor formando con lo normal a la superficie un ángulo de 30°. Si el índice de refracción del vidrio es de 1,5, el rayo se desvía en _______________

69. Se quiere saber el potencial del campo eléctrico creado por una carga de 10^{-9} culombios en un punto situado a 50 cm de la carga. Hechos los cálculos podemos decir que el potencial es de _______________ voltios.

70. Un imán posee una masa magnética de 400 UP. La intensidad del campo magnético a 1 m del imán es de_______________ oersted.

Problemas propuestos

71. Calcular el período de revolución de la llanta de un automóvil si su movimiento se "detiene" mediante un estroboscopio de 12 ranuras que gira dando 2000 vueltas en 24 segundos.

72. Un automóvil recorre 450 km con rapidez constante de 120 km/h. Calcular el tiempo empleado en recorrerla.

73. Un camión arranca con una aceleración constante de 1,5 m/seg^2 y después de 10 seg comienza a disminuir su velocidad a razón de 2m/seg^2. Calcular la distancia total recorrida y el tiempo empleado.

74. Un automóvil de 1200 kg va a 72 km/h. Se le aplican los frenos y cuando ha recorrido 10 m su velocidad es de 36 km/h. Hallar la fuerza ejercida por los frenos.

75. Se arroja horizontalmente una piedra con una velocidad de 50 m/seg desde la cima de una montaña de 196 metros de altura. Calcular la distancia alcanzada por la piedra horizontalmente.

76. Con un ángulo de 36° se dispara un proyectil con una velocidad de 100 m/seg. Calcular la altura máxima alcanzada por el proyectil.

77. Una rueda de 12 cm de radio gira a razón de 200 rev. por minuto. Calcular: período, frecuencia, rapidez lineal y rapidez angular.

78. Una masa de 200 g se halla suspendida de un resorte de k= 40 gf/cm. Se estira el resorte 7 cm y se deja oscilar libremente. Calcular: período de oscilación y elongación a los 0,5 seg.

79. Calcular la frecuencia de oscilación de un péndulo de 40 cm de longitud en un lugar en el que la aceleración de gravedad es de 9,7 m/seg^2 ¿En cuánto aumentará la frecuencia si su longitud disminuye 5 cm?

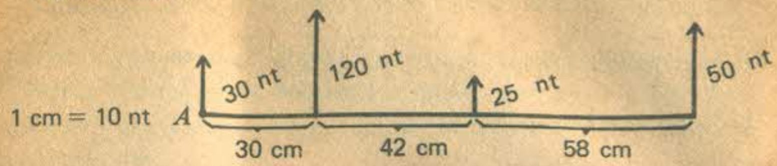
80. Calcular la fuerza de atracción entre dos masas de 9000 y 10.000 kg a la distancia de 12 m.

81. Una fuerza de 40 nt actúa sobre un cuerpo durante 3 seg. Calcular el impulso.

82 Una esfera de 2 kg se mueve con una velocidad de 4 m/seg. Calcular la cantidad de movimiento.

83. Un cuerpo de 8 kg se mueve con una velocidad de 15 m/seg y después de 10 seg su velocidad es de 20 m/seg. Calcular la variación de la cantidad de movimiento.

84. En el siguiente esquema calcular la fuerza resultante y el punto de aplicación de la misma tomando como centro de cantidad de momento el punto A.



Sugerencia: Véase condición de equilibrio con relación a un punto.

85. Una cortadora de pasto es empujada con una fuerza de 10 kgf. Calcular el trabajo realizado por la fuerza cuando haya recorrido 15 m y teniendo en cuenta que su dirección forma un ángulo de 50° con el camino.

86. Una piedra se deja caer desde una altura de 15 m. Calcular la energía cinética y potencial cuando haya descendido 5 m (masa de la piedra 10 kg).

87. La constante de rigidez de un resorte es de 6 dinas/cm. Calcular la energía potencial elástica cuando se comprime 10 cm.

88. Calcular la cantidad de calor necesario para llevar 300 g de hierro de 20 a 270°C.

89. Calcular la cantidad de calor necesario para fundir 100 g de hierro que inicialmente se encuentran a 15°C.

90. Calcular la ventaja mecánica de una palanca si el brazo de potencia mide 200 cm y el de resistencia mide 25 cm. ¿Qué fuerza podría vencerse con esta palanca si se ejerce una fuerza de 10 kgf?

91. Una fuerza de 10 kgf actúa sobre una superficie de 100 cm^2. Calcular la presión en barias.

92. Calcular la presión a 6 m de profundidad de un estanque lleno de agua.

93. Si la velocidad del sonido en el aire es de 340 m/seg. Calcular la longitud de onda de un sonido de 2500 cicl./seg.

94. Calcular el nivel de intensidad de un sonido de 12×10^{-5} w/cm^2

95. Calcular la frecuencia del sonido fundamental dado por una cuerda de acero (D=7,8) de 50 cm de longitud y 0,02 cm de diámetro cuando se halla sometida a una tensión de 100 kgf.

96. Sobre la cara de un prisma incide un rayo luminoso con un ángulo de 27°. Si el índice de refracción del prisma es de 1,6 y el ángulo de refringencia 40°, calcular: ángulo de refracción, ángulo de salida y desviación.

97. Calcular la potencia de un circuito de 50 ohmios de resistencia si por el circula una corriente de 2 amperios.

98. Un conductor rectilíneo de 50 cm de longitud se coloca perpendicularmente a las líneas de flujo de un campo magnético uniforme de intensidad 10.000 oersted. Calcular la fuerza sobre el conductor cuando por él circulan 10 amperios. ($\mu = 1$)

99. Calcular la fuerza electromotriz inducida en un conductor rectilíneo de 60 cm de longitud que se mueve en un campo magnético uniforme con una velocidad de 0,8 m/seg, sabiendo que, la velocidad y el campo forman un ángulo de 30° y la inducción es de 8 $weber/m^2$.

100. Calcular la energía de una radiación X de longitud de onda 10^{-8} cm. (Velocidad de propagación de la luz.)

Respuestas a las preguntas del test de evaluación:

1. *(c)*; 2. *(b)*; 3. *(d)*; 4. *(b)*; 5. *(d)*; 6. *(d)*; 7. *(a)*; 8. *(c)*; 9. *(b)*.

10. *(c)*; 11. *(c)*; 12. *(d)*; 13. *(a)*; 14. *(d)*; 15. *(d)*; 16. *(a)*; 17. *(d)*; 18. *(b)*; 19. *(c)*.

20. *(c)*; 21. *(a)*; 22. *(d)*; 23. *(d)*; 24. *(b)*; 25. *(d)*; 26. *(a)*; 27. *(c)*; 28. *(b)*; 29. *(c)*.

30. *(c)*; 31. *(b)*; 32. *(a)*; 33. *(c)*; 34. *(d)*; 35. *(d)*; 36. *(c)*; 37. *(b)*; 38. *(a)*; 39. *(a)*.

40. *(d)*; 41. *(d)*; 42. *(a)*; 43. *(e)*; 44. *(d)*; 45. *(c)*; 46. *(d)*; 47. *(a)*; 48. *(d)*; 49. *(d)*.

50. *(d)*; **51**. fundamentales, fundamentales; **52**. 11,8; **53**. 15,1; **54**. directamente; **55**. 10; **56**. 68,6; **57**. 825 m, 2 m/ seg^2; **58**. nula; **59**. duplica.

60. 1,5 cm/seg^2; **61**. 3535 m, 510,2 m; **62**. 6,3 m/seg, 12,6 rad/seg; **63**. 68; **64**. 1,8 cm, 43,8 cm/seg; **65**. 119,5 cm/seg; **66**. 30.1 cm; **67**. 10^{-6} $vatios/cm^2$; **68**. 1.7 mm; **69**. 18.

70. 4×10^{-2}; **71**. 10^{-3} seg; **72**. 3 horas, 45 minutos; **73**. 131,25 m y 17,5 seg; **74**. 18.000 nt; **75**. 316,2 m; **76**. 176,2 m; **77**. 0,3 seg; 3,3 r.p.s.; 251,3 cm/seg; 20,9 rad/seg; **78**. 0,45 seg; 4,5 cm; **79**. 0,78 osc./seg y 0,05 osc./seg.

80. 4,2 dinas; **81**. 120 nt. seg. **82**. 8 $\frac{kg.m}{seg.}$; **83**. 40 $\frac{kg.m}{seg.}$; **84**. 225 nt y 52, 9 cm; **85**. 96,4 kgm; **86**. 490 julios y 980 julios; **87**. 300 ergios; **88**. 8250 calorías; **89**. 19.335 calorías.

90. 8 y 80 kg.f; **91**. 90 milibares; **92**. 0,6 $\frac{kg.f}{cm^2}$; **93**. 13,6 cm; **94**. 120,8 decibeles; **95**. 2000 vibr/seg; **96**. 16°29′; 39°40′; 26°40′; **97**. 200 vatios; **98**. 5 nt; **99**. 1,9 voltios; **100**. 2×10^{-15} julios.

CIENTIFICOS FAMOSOS
(biografías)

CONSTRUCTORES DE LA QUIMICA Y LA FISICA

Clerk Maxwell, uno de los físicos más destacados del siglo XIX, escribió "La ciencia sólo resulta soportable cuando nos interesamos por los grandes descubrimientos y por sus vidas, y solo se torna fascinadora cuando comenzamos a seguir el desarrollo de las ideas". A la frase anterior podemos agregar que es igualmente importante conocer el aspecto humano de la ciencia y del camino que ha recorrido; y esto se logra a través del estudio biográfico de los hombres que han construido la ciencia. Es por ello que hemos creído oportuno dar a conocer al lector la personalidad de los químicos y físicos más sobresalientes a través de la historia.

Demócrito de Abdera *(400 años a.C.). Los filósofos de la Grecia Antigua, estudiaron extensamente el problema de la constitución interna de la materia. Algunos, como Aristóteles (350 años a. C.) sostenían que la materia era continua y que podía dividirse continuamente. Cien años antes, Demócrito sostuvo que la materia tenía naturaleza discreta, o discontinua formada por átomos; así escribía Demócrito: "Si tomáis un trozo de roca y lo vais disgregando, obtendréis partículas cada vez más finas. Llegará un momento en que estas particulillas serán tan extremadamente pequeñas que ya no es posible fraccionarlas más: son los átomos".*
Las ideas de Demócrito fueron posteriormente la base para la moderna teoría atómica.

Robert Boyle *(1627-1691). Físico Inglés. Sus trabajos experimentales contribuyeron especialmente al adelanto de la física. Son importantes sus trabajos sobre la elasticidad del aire que concluyeron en la famosa ley de Boyle. También descolló en el campo de la química. Entre sus numerosas investigaciones químicas están sus estudios sobre la oxidación de los metales, aunque interpretó erróneamente el aumento de peso como debido a la absorción de calor. Se preocupó por dar a la química su verdadero carácter de ciencia experimental. Dio un primer concepto sobre lo que es un elemento químico, el cual definió así: "Entiendo ahora por elemento, al igual que los químicos que hablan sencillamente entienden por sus principios, ciertos cuerpos primitivos y simples, nunca mezclas, que, no estando formados unos de otros ni de otros distintos de ellos, son los ingredientes de que se componen de modo inmediato los cuerpos llamados mezclas perfectas, y en las cuales se resuelven últimamente". Como se ve, ya tenía claro el concepto de mezcla y combinación.*
A pesar de los esfuerzos de Boyle y sus colaboradores (Hooke y Mayow) el problema de la combustión quedó sin solución durante 100 años.

Joseph Black *(1728-1799). Por la segunda mitad del siglo XVIII se produjeron cambios importantes en la evolución de la química. Uno de los impulsores de estos cambios fue J. Black. Este científico era un médico, pero se convirtió en químico a través del estudio del dióxido de carbono, que él denominó aire fijo, que se desprendía al calcinar el mármol. Esta era la primera vez que se pesaba un gas por la pérdida de peso del cuerpo calcinado, para ello empleó la balanza. Esta fue una gran contribución al estudio de la combustión como al estudio de las propiedades del gas carbónico.*

Joseph Priestley *(1733-1804). Nació en Yorkshire (Inglaterra). Tiene en su haber el descubrimiento del oxígeno. El día primero de agosto del año 1774, fue una de las fechas más importantes para la historia de la ciencia. Aquel día Priestley calentaba el óxido de mercurio por medio de una lente que concentraba los rayos del sol, obteniendo un aire desflogisticado, según él, en el cual una vela encendida ardía con llama viva y un punto en ignición se avivaba, igualmente un ratón vivía el doble encerrado en medio de este aire. Se trataba del oxígeno. Experimentó la recolección de gases sobre agua y sobre mercurio. Combinó oxígeno con hidrógeno para producir agua. Su vida científica era combinada con la vida religiosa como Ministro que era. Por ser simpatizante de la revolución francesa, se vio obligado a viajar a América en el año 1794, donde permaneció hasta su muerte.*

Henry Cavendish *(1731-1810). Fue el nieto millonario de un Duque. Fue a un tiempo químico, físico, matemático y astrónomo. Sus biografías afirman que Cavendish consideraba el universo como formado "solamente por una multitud de objetos susceptibles de pesarse, numerarse y medirse. Pesó la tierra, analizó el aire, descubrió la naturaleza compuesta del agua y estudió muy bien la naturaleza del fuego. Prácticamente trabajó en la misma línea que J. Priestley.*

Antoine Laurent Lavoisier *(1743-1794). Francés. Aunque los trabajos de Priestley y Cavendish casi dieron al traste con la teoría del flogisto, correspondió a Lavoisier dar el golpe de gracia a esta teoría e iniciar así la era de la química moderna. Aclaró el problema de la combustión, corrigiendo la interpretación que R. Boyle había dado al aumento de peso de algunos metales al calentarse en presencia del aire. Confirmó sus conclusiones con el famoso experimento de Lavoisier por medio del cual demostró que el aire absorbido al calentar el mercurio en una vasija cerrada, quedaba libre al calentar fuertemente el óxido rojo de mercurio obtenido en el experimento anterior. Este simple experimento acabó con la teoría del flogisto. De los numerosos experimentos, Lavoisier llegó a la conclusión que lo que ocurría en estos procesos era la combinación de un constituyente gaseoso de la atmósfera. A éste se le llamó oxígeno. Priestley prácticamente ya había descubierto este elemento pero no lo estudió con la profundidad con que lo hizo Lavoisier. A la otra parte del aire, se le llamó azoe, es el nitrógeno. Lavoisier confirmó los trabajos sobre la composición del agua. Cuando publicó los resultados de sus investigaciones encontró fuerte oposición entre los químicos de la época; al encontrar esto muy natural escribió: "Yo no espero que se adopten mis ideas al momento, la mente humana se adapta a un determinado punto de vista, y todos aquellos que durante una parte de su vida han mirado las cosas bajo un ángulo, con dificultad pueden aceptar ideas nuevas". Poco a poco fueron imponiéndose sus ideas hasta borrarse por completo el recuerdo de la tan arraigada teoría del*

flogisto. Otra contribución de Lavoisier es la relacionada con la conservación de la materia.
Fue guillotinado en 1794 durante la Revolución Francesa.

John Dalton *(1766-1844). Si Lavoisier construyó uno de los pilares de la química moderna con el estudio de la combustión, J. Dalton construyó el otro pilar, cual es la teoría atómica. Dalton se basó en la concepción atómica de Newton para apoyar sus observaciones de que cuando se mezclan varios gases, cada gas ejerce una presión como si estuviera solo. En 1804, en Manchester, expuso su teoría atómica. En el estudio de los gases para demostrar su teoría, descubrió la composición de gran número de sustancias tales como metano, etileno, dióxido de carbono, monóxido de carbono, amoníaco, agua. Descubrió igualmente la ley de las proporciones múltiples, que junto con la ley de las proporciones constantes de Proust (1799) y la ley de las proporciones recíprocas de Richter constituyen el triángulo de oro sobre el cual se basa la teoría atómica.*
Estudiando las leyes anteriores, Dalton llegó a la determinación de pesos atómicos, e hizo algunos adelantos, aunque, debido a la falta de instrumentos y de medios, aseguró un peso de ocho al oxígeno y de seis al carbono y la molécula de agua la representó por HO, así como la del gas carbónico por CO.

Jons Jacob Berzelius *(1779-1848). Sueco. Fue el gran continuador del trabajo de Dalton ya que el establecimiento de la teoría atómica requería determinaciones cuantitativas exactas y Berzelius era un analista por excelencia. Debido a su reputación se le conoció como legislador químico de la época.*
Dio una base sólida a la teoría atómica, así escribió en su obra Lehrbuch der Chemie: *"Pronto me convencí con nuevos experimentos de que los números de Dalton estaban faltos de aquella precisión que exigía la aplicación práctica de su teoría. . . Luego de una labor de diez años. . . me fue posible publicar en 1818 una tabla con los pesos atómicos de unas 2000 sustancias simples y compuestas, calculados a partir de mis experimentos".*
Cuando trataban de átomos compuestos, se referían a moléculas. Gracias a la hipótesis de Amadeo Avogadro, (1858) se aclararon los conceptos de moléculas y átomos. Esto permitió a Berzelius y otros químicos avanzar rápidamente en el desarrollo de la química.

Dmitri Ivanovitsch Mendeleieff *(1834-1907). Químico ruso. Nació en Tobolsk. La teoría atómica y la hipótesis de Avogadro permitieron el descubrimiento de gran número de elementos químicos y sus pesos atómicos amén de otras propiedades. En 1863 el químico inglés Newlands propuso una clasificación basada en sus observaciones consistentes en que al ordenar los elementos según sus pesos atómicos, cada siete, encontraba propiedades similares entre elementos, así conformó las octavas. Esta clasificación era deficiente. En 1869 el químico Mendeleieff, estableció su sistema periódico a base de propiedades y explica las deficiencias de la clasificación de Newlands. Fue profesor de química y se preocupó por presentarla como una ciencia. Definió la teoría y la diferenció de la hipótesis.*

J. J. Thomson *(1856-1940). Físico. Las propiedades de los elementos no se podían explicar hasta entonces. Thomson en 1897 descubrió una partícula material al hacer pasar descargas eléctricas a través de gases enrarecidos; esta partícula resultó tener una masa de 1/1840 de la masa del átomo más pequeño, el hidrógeno; su carga eléctrica es negativa; se le denominó electrón; así empezó la teoría electrónica de la materia. Thomson propuso un modelo para explicar la configuración del átomo; este modelo considera que los electrones están en el átomo como las pasas en un ponqué.*

Ernest Rutherford *(1871-1937). Físico, sucesor de Thomson en Cambridge. Elaboró el modelo atómico nuclear. Sus experimentos con rayos alfa, que bombardean una delgada lámina de oro, lo llevaron a concluir que el átomo posee un núcleo con carga positiva, que concentra casi toda la masa del átomo y los electrones se encuentran fuera del núcleo a distancias relativamente grandes de éste. A partir de estas ideas, la química de los elementos progresa rápidamente y el sistema periódico de Mendeleieff fue mejor explicado con la aparición del concepto de número atómico.*

Justus Von Lievig *(1803-1873). Químico alemán. Es considerado el iniciador de la química orgánica, al igual que Wohler. Introdujo importantes innovaciones en los métodos de análisis químico; esto, permitió determinar la composición de gran número de compuestos orgánicos; con lo cual se comprobó que los compuestos orgánicos también podían representarse por medio de fórmulas. Estudió la acción química de los abonos artificiales y la nutrición de los seres vivos.*

Friedrich August Kekulé *(1829-1896). Discípulo de Lievig. Su mayor contribución a la química fueron sus trabajos sobre determinación de estructuras moleculares. Propuso estructuras en cadena abierta para los hidrocarburos, en virtud de la tetravalencia del carbono; y estructuras cíclicas para los hidrocarburos aromáticos; especialmente dedicó mucho tiempo al estudio de la estructúra del benceno. Curiosamente, según lo manifestó él mismo, sus trabajos fueron inspirados durante sueños que tuvo en varias ocasiones y en los cuales se fueron presentando ante sus ojos los átomos enlazándose y moviéndose.*

Louis Pasteur *(1822-1895). Químico y bacteriólogo francés. Fue el creador de la estereòquímica, especialmente de la isomería óptica, la cual descubrió al separar las formas levógira y dextrógira del ácido tartárico. Esto ocurrió cuando Pasteur estudiaba cristalografía. Lo anterior le permitió concluir que las moléculas se extienden en las tres dimensiones del espacio y no en dos, según se derivaba de las fórmulas de Kekulé.*
De la estereoquímica, Pasteur pasó a estudiar la fermentación y la patología. Demostró que las fermentaciones lácticas y alcohólicas son el resultado de la actividad de ciertos microorganismos existentes en el aire. Para neutralizar tales efectos, concibió los métodos de esterilización. La teoría microbiana de Pasteur dio origen a la antisepsia quirúrgica. Descubrió el bacilo del cólera de las gallinas y logró luego inmunizarlas.

Linus Pauling *(1901-). Nació en Portland, Oregón (E.U.). Desde muy joven se inclinó hacia el estudio de la química y al pasar el tiempo en*

su carrera, dedicó la atención al estudio del enlace químico y fue uno de los primeros en reconocer la importancia de considerarlo desde el punto de vista de la mecánica cuántica. Dio significado cuantitativo al concepto de electronegatividad. Estudió a fondo el carácter iónico parcial de los enlaces covalentes e introdujo el concepto de resonancia. Estableció la existencia de estructuras espirales en las proteínas. Pauling ha sido premio Nobel dos veces: la primera vez fue en 1954 por su contribución a la química y la segunda vez fue en 1962 por su contribución en la conservación de la paz mundial.

Claudio Tolomeo. *Matemático y astrónomo de Alejandría. Vivió en el siglo II; rectificó el catálogo de las estrellas de Hiparco. Elaboró unas tablas para medir el movimiento de los astros. Su geografía ofrece un cálculo del tamaño de la Tierra; describe su superficie y señala los lugares por su latitud y longitud. En su obra* Megale Syntaxis, *(Almagesto) expone su teoría del sistema astronómico geocéntrico.*

Nicolás Copérnico *(1473-1543). Astrónomo polaco. Es prácticamente el fundador de la astronomía moderna. A pesar de su diversidad de ocupaciones que fueron desde el jurista hasta el sacerdote, pasando por el militar. Su principal contribución a la ciencia radica en el hecho de haber impugnado la teoría geocéntrica. Sostuvo Copérnico que la Tierra es un planeta que gira alrededor del Sol, el cual es el centro de un sistema planetario.*

Isaac Newton *(1642-1727). Matemático, físico y astrónomo inglés. Es el padre del cálculo infinitesimal. En física concibió la fuerza de gravedad; estudió la luz y el calor; enunció la teoría corpuscular de la luz; ideó el telescopio reflector. Se ocupó también de la acústica, el calor, la electricidad, la mecánica, la filosofía y la religión.*

Galileo Galilei *(1564-1642). Matemático, físico y astrónomo italiano. Es el inventor del telescopio refractor, del termómetro y de la balanza hidrostática. Estudió la caída libre de los cuerpos comprobando que todos caen a igual velocidad. Descubrió que los planetas brillan con luz refleja, y la revolución del Sol alrededor de su eje. Fue encarcelado por enseñar la teoría heliocéntrica de Copérnico.*

Johannes Kepler *(1571-1630). Astrónomo y matemático alemán. Es uno de los creadores de la astronomía moderna. Enunció las tres leyes que llevan su nombre y que se relacionan con el movimiento de los astros especialmente en el sistema solar.*

Niels Bohr *(1885-1962). Físico danés, nació en Copenhague. Formuló la teoría que lleva su nombre para explicar la estructura atómica, basada en el modelo de Rutherford y a partir de los datos espectroscópicos. Fue premio Nobel de física en 1922.*

Albert Einstein *(1879-1955). Físico alemán, nacido en Ulm; era de raza judía. En 1934 adquirió la ciudadanía norteamericana, pues fue privado de su nacionalidad por los nazis. En 1905, formuló matemáticamente la teoría de la relatividad del tiempo, que vino a modificar la teoría de Newton sobre la gravitación universal. En 1912 formuló la ley del efecto fotoeléctrico; fue el primero en verificar la hipótesis sobre la cual se basa la teoría cuántica de Planck. En 1920 formuló la teoría del campo unificado que agrupa los fenómenos eléctricos y los de gravitación en una misma teoría, trabajos que abrieron paso a la física nuclear. Fue premio Nobel de física en 1921.*

Max K. Planck *(1858-1947). Físico alemán. Formuló la teoría de los cuantos, fundamento de la física nuclear moderna. El modelo cuántico modificó la teoría sobre la naturaleza de la luz. Realizó importantes trabajos sobre termodinámica, mecánica y electricidad. Fue premio Nobel de física en 1918.*

Wilhelm Conrad Roentgen *(1845-1923). Físico alemán. Tal vez su principal contribución a la física fue el descubrimiento de los rayos X en 1895, cuando trabajaba con sales radiactivas. Además realizó importantes trabajos sobre el calor específico, compresibilidad y capilaridad. Fue premio Nobel de física en 1901.*

George Simon Ohm *(1789-1854). Físico alemán. Descubrió la ley que lleva su nombre en electricidad. En acústica formuló la teoría de los armónicos superiores. En su honor se denominó la unidad de resistencia eléctrica.*

André-Marie Ampère *(1775-1836). Físico francés. Descubrió las leyes de las atracciones y repulsiones electromagnéticas y las acciones mutuas de las corrientes. Fundó así las bases de la electrodinámica. Propuso un sistema de telegrafía eléctrica.*

Michael Faraday *(1791-1867). Químico y físico inglés. Su principal contribución es haber iniciado la electroquímica a través de sus investigaciones sobre la electrólisis, fenómeno del cual estableció las leyes que lo rigen. Faraday trabajó sobre técnicas de licuación de gases. Descubrió la inducción electromagnética.*

Robert A. Millikan *(1868-1953). Físico norteamericano. Determinó cuantitativamente la carga del electrón. Estudió los rayos cósmicos, la absorción de rayos X, el efecto fotoeléctrico. Fue premio Nobel de física en 1923.*

Luis Víctor de Broglie *(1892-). Físico francés. Es el creador de la mecánica ondulatoria. Por sus trabajos en electrónica recibió en 1929 el premio Nobel de física. Trabajó sobre propiedades del átomo, electricidad y rayos X.*

Erwin Schrodinger *(1887-1961). Físico austríaco. Creador de la moderna mecánica ondulatoria. Contribuyó con importantes trabajos a la teoría de los colores y a la teoría de los cuantos. En 1933, compartió el premio Nobel de física con Paul Dirac.*

CONTENIDO

QUIMICA

FISICA

0687 S2-2149

